MANUEL
D'UN COURS
DE CHIMIE.

MANUEL

D'UN COURS

DE CHIMIE,

OU

PRINCIPES ELÉMENTAIRES, THEORIQUES ET PRATIQUES DE CETTE SCIENCE.

Seconde Édition, considérablement augmentée.

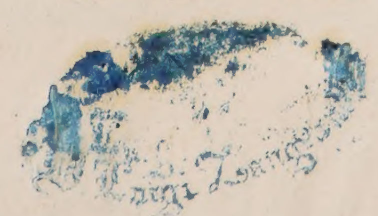
Par E.-J.-B. BOUILLON LAGRANGE, Professeur aux Ecoles centrales de Paris, et au Collége de Pharmacie; des Sociétés Philomatique et de Médecine de Paris; du Lycée des Arts; Membre de la Société de Médecine de Bruxelles; Préparateur général à l'École polytechnique, etc.

TOME PREMIER.

A PARIS.

Chez BERNARD, Libraire de l'Ecole polytechnique, quai des Augustins, n°. 31.

An IX. — 1801.



L'accueil qui a été fait à la première édition de cet ouvrage, m'a déterminé à présenter dans cette seconde, les développemens propres à favoriser l'étude de la Science chimique.

J'ai interrogé l'opinion publique, et le vœu des élèves m'a servi de guide dans les augmentations, dont ce Manuel étoit susceptible. Je desire qu'ils y trouvent tout ce qui peut accélérer leurs progrès dans une carrière aussi intéressante qu'utile.

La Chimie confie les destinées des arts et des sciences physiques à la génération naissante. Puisse le bonheur social naître de ses travaux et de nos efforts!

PRÉCIS HISTORIQUE

SUR L'ORIGINE,

LES PROGRÈS ET L'UTILITÉ

DE LA CHIMIE.

Comme il n'est pas permis d'ignorer les principaux traits de l'histoire d'une science à l'étude de laquelle on desire se livrer, je présenterai un court exposé de ce qu'on doit savoir pour avoir une juste idée de ses progrès.

La véritable étymologie, et l'origine du mot *Chimie* sont inconnues. Tout ce qu'on peut dire de plus raisonnable sur cet objet, c'est que l'invention de plusieurs arts qui dépendent de la Chimie, est de la plus haute antiquité.

La Chimie est donc une science moderne. Vainement on en cherche la trace chez les anciens. La fonte des métaux, la préparation des briques, l'extraction du *natron* dans le limon du Nil, la fabrication des savons, de l'alun, l'extraction du muriate de soude, l'embaumement des corps, l'art de faire le verre, de peindre les porcelaines, de teindre la soie, prouvoient les progrès des arts chez les Égyptiens, et les peuples asiatiques. Les Grecs connurent la filtration, la verrerie, la calcination et la distillation *per descensum*, mais tous

ces travaux ne démontrent pas qu'ils connoissoient la Chimie. Le vinaigre étoit le seul acide connu ; parmi les sels, on ne traitoit que le marin, l'ammoniac et l'alun ; le vert-de-gris et le vitriol de fer étoient les seules matières employées. On travailloit sept métaux ductiles, les cassans étoient ignorés. L'art étoit au berceau, la science n'existoit pas.

Entre le 7e. et le 17e. siècles de l'ère vulgaire, la Chimie acquiert quelques faits sans liaison et sans suite ; elle se borne à faire de l'or, et à chercher un remède universel ; les Arabes l'appliquent à la matière médicale.

Au 13e. siècle, *Roger Bacon* se rend célèbre par l'invention du télescope, et par la découverte de la poudre à canon ; *Arnaud de Villeneuve*, fait connoître les acides minéraux.

Dans le 14e., *Raymond Lulle* écrit sur les eaux fortes et les métaux ; *Basile Valentin* donne les préparations de l'antimoine.

Pendant le 16e., *Agricola* réunit en systême les procédés métallurgiques, et les travaux des arts chimiques. Les verres colorés, les émaux paroissent en Europe.

Le 17e. présente *Vanhelmont*, *Kunckel* et *Glauber*. Cet intervalle du moyen âge avoit procuré la découverte des acides sulfurique, nitrique et mu-

riatique. Les alcalis étoient mieux connus, le volatil étoit extrait du sel ammoniac par le moyen de l'alcali fixe. Le muriate de potasse étoit découvert, ainsi que le sulfate de soude, et quelques sels terreux. Les sels métalliques furent étudiés. Le nitrate d'argent, le muriate d'argent, ceux de mercure furent employés. Le précipité rouge, le sel de Saturne, le beurre d'antimoine, la poudre d'algaroth, le tartre antimonié, les trois vitriols furent découverts. On distingua le sable de l'argile, l'eau de chaux fut préparée, les sulfures alcalins indiqués. Les métaux cassans, appelés demi-métaux, furent distingués des ductiles; les bismuth, l'antimoine, le zinc, l'arsenic même furent obtenus à l'état métallique. Une foule d'oxides, de prétendues teintures métalliques furent trouvées; on distilla les huiles volatiles et les huiles empyreumatiques; les éthers furent entrevus et l'esprit de vin assez bien connu. Telle est l'histoire de cette époque de l'esprit humain que précéda, selon *Bergman*, l'aurore de la science.

La *véritable Chimie* naquit proprement avec le traité philosophique de *Barner* et la Chimie raisonnée de *Bohnius*. *Bacon*, *Descartes*, *Leibnitz*, *Galilée*, *Torricelli* et *Newton* avoient mis l'expérience à la place des systêmes. La physique expérimentale ouvrit la carrière aux observateurs, les sociétés savantes se formoient de toutes parts en Europe;

l'analyse des eaux fut faite à Paris par *Duclos*; *Leibnitz* examina le phosphore à Berlin; *Bayle* lia les observations chimiques aux expériences physiques; *Stahl*, secondé par les ouvrages de *Kunckel* et de *Becher*, imagina sur le feu combiné, un systême qui, sous le nom de phlogistique, sembloit pouvoir réunir tous les faits et tous les esprits attachés à l'étude des corps. *Boerrhaave* ajouta, par ses expériences, au progrès des découvertes. L'école de *Stahl* eut en France pour sectateurs, *Macquer, Rouelle*; en Allemagne, en Suède, en Angleterre, en Hollande elle eut aussi ses partisans.

Geoffroy l'aîné, auteur de la Matière médicale, donna en 1718, sa Table des affinités chimiques qui servit de modèle à ses imitateurs, et à *Bergman*.

Le diamant fut reconnu combustible, les gaz inflammable et méphitique des mines furent distingués; *Lémery* avec le soufre et le fer humectés, fit son volcan artificiel; on connut la minéralisation et la chaleur des eaux, le phosphore fut découvert. *Kunckel* et *Henckel* firent connoître les métaux; on y ajouta le nickel et le manganèse. Le platine fut distingué; la docimasie, la métallurgie, l'analyse végétale, l'analyse animale, furent perfectionnés. Les faits furent encadrés dans un systême régulier, on corrigea plusieurs erreurs. La science eut quelques principes.

On cite à cette époque les ouvrages philosophiques

de *Sénac*, en 1723; de *Juncker*, en 1730; de *Shaw*, en 1733; de *Cartheuser*, en 1736; de *Vogel*, en 1755; les Élémens de *Macquer* en 1757; de *Fréd. Hoffmann*, en 1756; de *Spielman*, en 1763; les Élémens de Chimie pratique de *Guyton-Morveaux*, en 1777, etc.

Jusques-là, *Stahl* avoit entraîné toute l'attention sur le feu combiné; les fluides élastiques avoient été négligés; ils étoient souvent la plus grande partie des produits dans les opérations où il y avoit dégagement d'air. La connoissance de ces deux phénomènes changea la face de la Chimie. En 1755, *Black*, professeur de Chimie à Édimbourg, examina le prétendu air des effervescences, prouva que ce n'étoit pas de l'air, et réveilla la curiosité des Chimistes. Les découvertes s'accumulèrent; les expériences avancèrent la théorie des fluides élastiques.

Priestley publia en 1772 son premier ouvrage sur les différentes espèces d'air. *Bergman*, *Guyton*, *Berthollet*, *Schèele* continuèrent les expériences sur le même objet.

L'année 1776 fut encore remarquable dans l'histoire des découvertes chimiques par les travaux de *Bayen*, *Darcet*, *Bergman*, *Guyton*, etc.

Enfin, la doctrine pneumatique françoise vint fixer la marche de la Chimie. *Lavoisier* eut la gloire de donner à cette science une base impérissable;

connu par des recherches utiles, il répéta les expériences de *Black;* il écrivit avec profondeur, et, en 1777, il donna les huit mémoires remplis de la doctrine qui immortalisa son nom. Peu de temps après, il fit connoître les faits relatifs à la décomposition et à la recomposition de l'eau.

Bientôt d'autres savans se réunirent à lui. Les géomètres de l'académie des sciences, *Laplace*, *Meunier*, *Monge*, *Cousin*, *Vandermonde*, devinrent les défenseurs et les propagateurs de la doctrine pneumatique. *Guyton*, *Berthollet*, *Fourcroy* rédigèrent en commun avec *Lavoisier* la fameuse nomenclature méthodique; après huit mois de travaux ponr cette nomenclature, l'hypothèse du phlogistique fut abandonnée, et la doctrine pneumatique française fut adoptée par l'europe savante.

C'est ainsi que ces hommes de génie sentant la nécessité de remédier à la confusion qui régnoit depuis si longtemps dans la langue de cette science; effacèrent l'opprobre dont elle avoit été couverte par le jargon inintelligible des alchimistes, en révélant tous ses secrets dans un langage aussi clair et autant à la portée du vulgaire que la nature de ses sujets et de ses opérations pouvoit l'admettre.

Je m'écarterois du plan que je me suis tracé, en présentant des détails sur les travaux de tous les Chimistes qui ont créé, propagé et soutenu la gloire

de cette belle science ; c'est dans le nouvel ouvrage du cit. *Fourcroy* que l'on trouvera les détails intéressans de l'histoire de la Chimie ; il me suffit de citer les hommes célèbres qui l'ont illustrée, et qui l'enrichissent tous les jours de leurs découvertes, tels que *Guyton*, *Laplace*, *Monge*, *Berthollet*, *Fourcroy*, *Pelletier*, *Chaptal*, *Séguin*, *Vauquelin*, *Parmentier*, *Deyeux*, *Adet*, etc. ; chez l'étranger, *Klaproth*, *Van-Mons*, *Humbold*, *Hermstadt*, *Girtanner*, *Schérer*, *Hildebrandt*, *Van-Marum*, *Bondt*, *Deiman*, *Dandolo*, *Landriani*, *Spallanzani*, *Volta*, *Brugnatelli*, *Proust*, *Gadolin*, et beaucoup d'autres savans. Quelques-uns ont reconnu les principes vrais de cette belle théorie, sans cependant avoir renoncé à l'hypothèse du phlogistique, tels que MM. *Crell*, *Westrumb*, *Richter*, *Goetling*, *Gren*. Mais cette doctrine vague et incertaine s'éclipse ; les Chimistes français ont posé les uns la première, les autres la dernière pierre de l'institution de la théorie pneumatique et de l'école française.

Pour présenter tous les avantages de la Chimie au lecteur, il faudroit, pour ainsi dire, faire l'énumération de toutes nos connoissances physiques, de tous les arts qui font le lien et le commerce des hommes, et qui servent au besoin de la vie.

Les services que la Chimie a rendus aux sciences

que, par une simple addition, on peut convertir en grammes toute quantité exprimée en livres, onces, gros, grains, fractions de grains, jusqu'au seizième de grain.

EXEMPLE PREMIER.

Conversion en grammes d'une valeur de 8 *liv.*, 13 *onces*, 4 *gros*, 28 *grains.*

OPÉRATION.

		gram.	mill.
Valeur de	8 livres.	3913,	168.
	13 onces.	387,	431.
	4 gros.	15,	286.
	20 grains.	1,	061.
	8 grains.	0,	428.
TOTAL. . . .	8 l. 13 onc. 4 g. 28 gr. TOTAL.	4327,	371.

Les 371 millièmes sont d'une exactitude rigoureuse; on peut en retrancher les deux derniers chifres pour les réduire aux dixièmes; mais comme le chifre qui suit le 3, est 7 et qu'il excède 5, on posera 4 au lieu de 3, et alors on diroit que le résultat de l'opération est 4327 grains, 4 dixièmes.

EXEMPLE II.

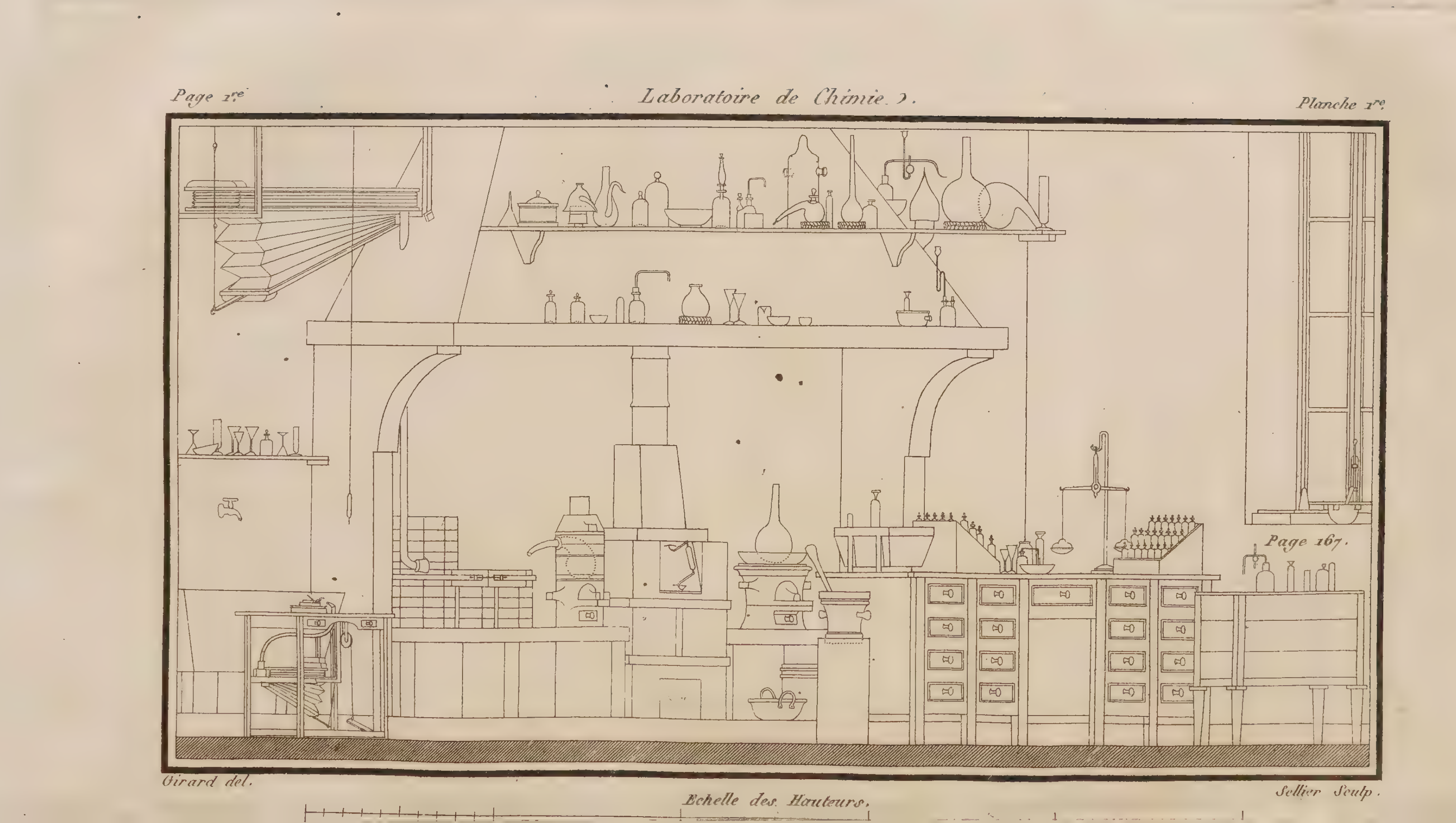
Conversion de 5 *gros* 63 *grains* $\frac{5}{16}$.

OPÉRATION.

		gram.	mill.
Valeur de	3 gros.	11,	464.
	60 grains.	3,	184.
	3 grains.	0,	159.
	$\frac{5}{16}$ de grains.	0,	17.
	TOTAL. . . .	14,	824.

MANUEL

Page 1.re Laboratoire de Chimie 2. Planche 1.re



Girard del. Sellier Sculp.

Echelle des Hauteurs.

MANUEL
D'UN COURS
DE CHIMIE.
PREMIÈRE PARTIE.

CONNOISSANCE PRÉLIMINAIRE
D'UN COURS
DE CHIMIE-PRATIQUE.

PARAGRAPHE PREMIER.

Description d'un Laboratoire de Chimie.

J'AI pensé que cet article ne seroit point déplacé dans un ouvrage manuel; il pourra intéresser les amateurs qui auroient l'intention de former un laboratoire, et rappeler à ceux qui professent, les objets dont ils ont besoin.

Plusieurs chimistes, et particulièrement le cit. *Baumé*, avoient senti l'utilité de donner une description méthodique d'un laboratoire. Quoique les détails dans lesquels ces chimistes sont entrés, paroissent suffire, nous croyons devoir ajouter ce que l'expérience, et plus encore les progrès que l'on a faits en chimie, ont rendu nécessaire,

comme de soustraire les objets qui maintenant deviennent superflus dans la pratique.

On proportionne la grandeur d'un laboratoire aux opérations qu'on se propose de faire : si on le destine à des expériences de recherches, il suffit d'avoir un emplacement de quatre à cinq mètres de long, sur à-peu-près autant de large. Il est plus avantageux de le faire au-dessus du rez-de-chaussée, parce qu'ils sont ordinairement humides : les outils de fer s'y rouillent ; certains sels y deviennent liquides, et les étiquettes souvent s'y décolent et s'effacent.

Il faut encore, autant qu'on le peut, que l'emplacement qu'on a choisi, soit bien éclairé : cet objet est important. Il y a un grand nombre de phénomènes peu sensibles, qui se passent dans beaucoup d'opérations qui échaperoient à la vue, si on les faisoit dans un laboratoire mal éclairé.

Lorsqu'on s'est arrêté à l'emplacement du laboratoire, on fait construire par un maçon un manteau de cheminée en hotte, de trois à quatre mètres de long, et d'un mètre environ de profondeur dans œuvre : on tient le manteau élevé à une hauteur de deux mètres, afin de pouvoir passer librement dessous. Cependant, plus cette partie de la cheminée sera basse, moins la cheminée sera sujète à fumer ; mais, pour ne pas être gêné, il est difficile de lui donner moins d'élévation, que celle de la hauteur d'un homme de taille ordinaire.

On fait arranger sur cette cheminée un soufflet à deux vents, en observant de mettre la branloire à la main gauche. *Voyez* la planche.

Sur le manteau de cette cheminée, on fait pratiquer

par un menuisier plusieurs tablettes, pour retirer des ballons, des matras et autres vaisseaux nécessaires pour les opérations.

On garnit de même le pourtour du laboratoire de tablettes, pour y placer des bouteilles, flacons, etc., et les produits des opérations.

Sous cette cheminée, on fait construire une forge et quelques fourneaux à demeure, si on le juge à propos. Dans l'étendue de la place restante sous cette cheminée, on fait construire, soit en briques, soit en dales de pierre, une paillasse élevée d'environ un demi-mètre du plancher du laboratoire, et de même largeur. Pour construire cette paillasse, on élève plusieurs jambages en briques, de distance en distance, sur lesquels on pose plusieurs barres de fer, pour supporter une rangée de briques scellées en plâtre; ou faire une aire qu'on peut faire carreler, pour plus de propreté. On garnit l'extérieur de cette paillasse d'une bande de fer plate, scellée par les deux bouts dans la muraille; et pour l'empêcher de baguer dans le milieu, on l'assujétit avec quelques petits tirans de fer, scellés, d'espace en espace, dans la muraille, et qui traversent dans l'épaisseur de cette paillasse. Le dessous de cette paillasse sert à placer de la terre à four, le charbon, etc. Le dessus de cette paillasse sert à poser les fourneaux portatifs.

Vaisseaux de verre et de cristal.

Il convient d'avoir dans un laboratoire une provision de bouteilles de verre blanc, de différentes grandeurs, et à col renversé.

Des flacons de cristal, aussi de différentes capacités, bouchés avec des bouchons de cristal, et usés à l'émeri, également à col renversé.

Ces vaisseaux servent à contenir les acides, les sels et les divers produits des opérations.

Des matras de différentes grandeurs, à col long, et d'autres à col large; on fait des ballons avec ces derniers, en coupant leurs cols.

Des bocaux de verre blanc, pour contenir des poudres et d'autres matières sèches.

Un assortiment de fioles, vulgairement appelées fioles à médecine (1).

Des ballons tubulés.

Des capsules de verre blanc; j'emploie avec plus de succès des cornues dont la partie supérieure a été coupée, ou bien des portions de matras de verre. Ces sortes de vaisseaux, que l'on peut se procurer à volonté, supportent beaucoup mieux l'action du calorique : ils servent aux évaporations et aux cristallisations.

Plusieurs entonnoirs de verre, de différentes grandeurs, pour filtrer les liqueurs, et pour introduire ces mêmes liqueurs d'un vase dans un autre. Il est nécessaire d'en avoir depuis la contenance de deux pintes jusqu'à deux onces. Il faut que ces entonnoirs soient en cônes réguliers.

Des spatules de verre et quelques tubes, pour remuer les liqueurs acides.

Des verres blancs unis et coniques pour les expériences.

---

(1). Ces bouteilles, qui sont de verre mince et commun, supportent très-facilement le feu, et sont à très-bon marché. Il ne faut pas craindre que leur figure nuise à l'évaporation.

On doit les choisir très-coniques, afin que les précipités deviennent plus sensibles, en se ramassant dans un petit espace.

Une provision de cornues de verre blanc, de toutes grandeurs; on doit les choisir d'une belle forme, celles dont la panse fait bien la poire, et qui ont leur voûte en cône. On doit rejeter celles qui ne sont pas d'une égale épaisseur, qui ont des pontis ou des nœuds : ces nœuds sont des parties de matière mal vitrifiées et recouvertes d'une pellicule de verre. La moindre dilatation occasionne dans ces endroits la fracture des vaisseaux.

Il faut aussi avoir des cornues tubulées et bouchées avec des bouchons de cristal usés à l'émeri.

Des bouteilles à deux et trois tubulures, pour l'appareil de *Woulf.*

Des cloches de différentes grandeurs.

Des alambics de verre, de deux pièces.

Quelques mortiers de verre ou de cristal, avec leurs pilons de même matière.

Quelques vases à pèse-liqueurs, et quelques pèse-liqueurs, pour l'alcool, les acides et les sels.

Des tubes de verre droits et courbés; des tubes à la *Welter*, etc. pour les appareils pneumato-chimiques.

Vaisseaux de grès et de terre.

Des cornues de grès, de différentes grandeurs. Ces vaisseaux servent pour les distillations où l'on doit appliquer un grand degré de calorique, mais il faut avoir le soin de les luter avec de la terre jaune : sans cette précaution, ils s'éclatent et se brisent.

Il faut aussi avoir attention de ne mouiller et laver les

vaisseaux de grès qui doivent être exposés au grand feu; lorsqu'ils ont été mouillés, ils décrépitent et produisent quelquefois des explosions.

En général, quand on veut distiller des substances liquides, on doit préférer des cornues de verre.

On se sert aussi de cucurbites de grès, auxquelles on adapte des chapitaux de verre, pour la distillation du vinaigre.

Cette distillation se fait aussi dans des cornues de verre; nous les préférons même aux cucurbites de grès, qui, pour la plupart, sont sujètes à se fendre.

Les terrines de grès sont d'un usage journalier; on doit en avoir de diverses grandeurs, ainsi que des cruches; les terrines servent, ou à recevoir les liqueurs que l'on filtre, ou à faire cristalliser certains sels.

Quoique les terrines de grès vernissées soient d'un mauvais service, il est nécessaire d'en avoir dans un laboratoire; elles sont bonnes pour évaporer certaines liqueurs qui n'ont pas besoin d'un grand feu, et pour lesquelles le vernis de plomb, qui recouvre leur intérieur, est indifférent.

Des Fourneaux, Creusets, etc.

Les fourneaux les plus usités sont, 1°. Le fourneau *évaporatoire*; 2°. *de fusion* ou *de forge*; 3°. *Macquer*; 4°. *de réverbère*. On doit avoir un assortiment de ces derniers, car ce sont ceux dont on fait le plus d'usage.

Le fourneau Macquer peut remplacer le fourneau de coupelle; *Voyez* la leçon sur le calorique, pour les figures et les détails.

Des creusets de différentes grandeurs, les plus em-

ployés dans les arts, sont ceux de Hesse et ceux faits de terre de Limoges ; ces derniers paroissent être assez infusibles; en général on doit préférer, pour les analyses, les creusets de porcelaine, d'argent ou de platine. On doit aussi se procurer une provision de couvercles ronds et triangulaires pour les creusets, ainsi que des supports, appelés vulgairement *fromages* (1).

Des capsules de terre, des têts à rôtir, pour griller les matières minérales.

Des moufles ; la moufle est une espèce de creuset, représenté sous deux faces. *Voyez* la figure. Ce vaisseau est plat en dessous et convexe en dessus.

Les coupelles ; ce sont des petits creusets larges et évasés, creusés à-peu-près en demi-sphère, et ayant la figure d'une coupe. Cette espèce de creuset est faite avec des os de pieds de mouton, calcinés, pulvérisés, passés au tamis de soie et bien lavés. On pétrit cette poudre avec de l'eau, et on forme les coupelles dans un moule.

Vaisseaux de cuivre.

Quelques bassines de cuivre de 30 à 60 centimètres de diamètre; on doit aussi en avoir en argent pour certaines liqueurs salines, pour la potasse caustique, etc.

Un alambic en cuivre avec son bain-marie d'étain, *Voyez* la figure.

Des casseroles de 12 à 15 centimètres de diamètre.

---

(1). Ils servent à garantir du courant d'air les creusets, qui y seroient exposés s'ils étoient placés immédiatement sur la grille du fourneau. Un morceau de brique remplit la même indication.

Des balances de 8 à 24 centimètres.

Un trébuchet.

Des poids divisés.

Un pyromètre de *Wedgwood.*

Instrumens en marbre.

Un grand mortier de marbre.

Quelques petits mortiers de marbre, de différentes grandeurs.

Les meilleurs mortiers de marbre doivent présenter, dans leur cassure, un grain semblable à celui du quartz; presque tous les mortiers que l'on fabrique à Paris, sont faits avec une qualité de marbre qui a dans sa cassure un grain semblable à celui du grès, il se réduit en poudre avec facilité; cette espèce de marbre ne dure pas long-temps.

On doit aussi garnir un laboratoire d'une pierre de porphyre avec sa mollette de même matière, pour broyer une infinité de substances.

Pour les appareils pneumato-chimiques à mercure, il faut se procurer une cuve en marbre qui puisse contenir de 75 à 100 kilogrammes de mercure.

Outils et instrumens en fer.

Parmi les instrumens les plus généralement usités dans un laboratoire, on doit distinguer;

Les moustaches, les baguettes emmenchées, des pinces à creusets, des pincettes, des pelles, connues sous le nom de *pelles à braise*, des spatules de différentes grandeurs, un tas d'acier poli avec un marteau aussi poli, pour planer les métaux lorsqu'on veut connoître leur ductilité. Des étaux à main et pour établi, des cuillers à

projection, des bains de sable ; ce sont des poêles dont on coupe la queue. Une lingotière pour couler les métaux, quelques marmites de fonte de diverses grandeurs ; ces vaisseaux servent à plusieurs usages ; ils servent à lessiver des sels, de bains de sable dans l'occasion, et quelquefois de creusets pour calciner des matières végétales et animales.

Une ou plusieurs cornues de fer ; ces cornues sont très-commodes, en ce qu'elles ne sont pas sujètes à se casser pendant les opérations, comme celles de grès et de verre.

Quelques mortiers de fer fondu, tournés et polis. On choisit des pilons de fer, assortis à la grandeur du mortier ; il faut observer que les deux bouts soient garnis d'acier.

Il est aussi très-nécessaire d'avoir dans un laboratoire une provision de barres de fer de différentes grosseurs et longueurs, pour placer des fourneaux et les élever à la hauteur qu'on veut, et pour une infinité de détails qu'on ne peut énoncer.

Une pierre d'aimant, ou des barreaux d'acier, aimantés de différentes formes, est aussi utile aux chimistes.

Enfin une infinité d'outils, tels que des limes plates triangulaires, rondes ou queues de rat, vrilles, tenailles à creusets, pinces plates, petites pinces à ressorts, qu'on nomme *Bruxelles*, ciseaux, cisailles, couteaux, étouffoirs, râpes, truelle, scie à main, plane, hachette, écumoires, rivoirs, canons de fusil.

Porcelaine.

Des mortiers de différentes grandeurs, avec leurs pilons, des évaporatoires, des tubes de divers diamètres,

des cornues, creusets, cuillers, etc. Tous ces objets sont nécessaires dans un laboratoire.

Boissellerie.

Une table d'émailleur avec son soufflet. Un assortiment de supports, des tamis de soie et de crin, couverts et non couverts, pour passer les poudres, des coupillons gros et petits, pour nétoyer les tubes et l'extrémité des entonnoirs.

Une presse pour exprimer les huiles des semences et les sucs des plantes; on peut la faire construire en fer.

Des spatules de bois et en buis, en ivoire; des supports d'entonnoirs; une cuve pneumato-chimique garnie en plomb. *Voyez* la figure.

Il faut en avoir une portative.

Des chassis à filtrer, des toiles, des étamines.

Enfin une infinité d'objets que le besoin indique, et dont je me dispenserai de donner le détail, telle qu'une fontaine de grès, vieux linges pour luter, linge de coutil pour la presse, ficelle, bouchons, sable et grès. Des ronds de nattes de différentes grandeurs, pour poser les vaisseaux qui n'ont pas le cul plat. On nomme ces ronds valets dans les laboratoires, etc.

§. II.

Laboratoire portatif du citoyen Guyton.

Ce laboratoire économique intéressera, sans doute, ceux qui s'occupent d'analyse; les succès qu'en a obtenu le célèbre chimiste qui en est l'inventeur, et à qui nous

Laboratoire Portatif du Cit. Guyton.

Fig. 1.re

D g f h e R A i l m b c K N o o P q

Fig. 2

D s

Fig. 3.

t

Fig. 4.

1 Mètre.

Girard del. *Sellier Sculp.*

devons tant de travaux intéressans, ainsi que ceux qui s'en servent journellement, m'ont engagé à décrire cet instrument, dont l'utilité et la commodité sont chaque jour reconnues, et qui naturellement doit être placé dans un ouvrage destiné à la pratique de la science.

Le cit. *Guyton* se sert d'une lampe d'*Argand* ordinaire, et au moyen d'un support mobile, destiné à recevoir les différens vaisseaux, et qui se fixe à volonté par des vis de pression, parvient à faire presque toutes les opérations de la chimie; telles que les digestions, dissolutions, cristallisations, concentrations; les rectifications d'acides; les distillations au bain de sable, à feu nud; les incinérations des résidus les plus rebelles, les analyses avec un appareil pneumatique, les analyses minérales par fusion saline, etc. Le cit. *Guyton* ne voit d'exception que pour les vitrifications complètes et les coupellations; car on parvient à y exéçuter même les distillations à siccité, avec quelques précautions, comme de transporter la matière dans une petite cornue soufflée à la lampe d'émailleur, et de poser le fond sur un petit bain de sable, formé d'une lame mince de métal.

Je rapporterai ici quelques détails utiles pour ceux qui voudroient faire usage de la lampe du cit. *Guyton*. Ce chimiste les a cru essentielles, soit pour établir sur des faits positifs la possibilité d'appliquer le feu de lampe aux opérations, soit pour communiquer ce que l'expérience lui a appris.

Pour les analyses des pierres, telles que celles des cristaux d'étain, l'auteur emploie la cheminée de verre coupée; il commence par mettre le mélange dans une capsule de platine ou d'argent de sept centimètres (31 lignes)

de diamètre; il place cette capsule sur le support et gradue le feu, de manière que le bouillonnement se passe sans lancer au dehors aucune partie. Quand la matière est parfaitement sèche, on la transporte dans un creuset très-mince de platine; son poids n'est pas tout-à-fait de onze grammes, son diamètre de quarante-cinq millimètres (environ 20 lignes); ce creuset repose sur un petit triangle de fil de fer qui sert à rétrecir l'anneau, et la mèche étant dans la plus grande élévation, l'anneau abaissé à vingt-cinq millimètres (environ 11 lignes) du bord supérieur de la cheminée de verre, le cit. *Guyton* donne en moins de vingt minutes la fusion saline, au point que, dès la première opération, la décomposition va jusqu'à 0,70 du minéral.

Le même appareil, c'est-à-dire avec la cheminée coupée, sert pour les oxidations, les incinérations, les torréfactions, les distillations à siccité.

Dans les opérations qui n'exigent pas une si grande chaleur, le cit. *Guyton* laisse la lampe garnie de la grande cheminée, absolument dans l'état où on la tient ordinairement pour éclairer, et en élevant et abaissant, ou l'anneau de support, ou le corps de lampe; si les vaisseaux sont établis à demeure pour communiquer avec d'autres, il gradue et modère le feu à volonté.

Le vinaigre distille sans interruption, à six centimètres du bord supérieur de la cheminée, c'est-à-dire à dix-neuf de la flamme. L'eau en ébullition, en huit minutes, à la même hauteur, dans une cornue de verre de la capacité de cinq décilitres; elle s'y maintient uniformément à la distance de vingt-deux centimètres de la flamme.

Explication des figures du Laboratoire économique.

La figure I représente tout l'appareil monté pour une distillation avec tube de sureté et récipient pneumatique.

A, est le corps de lampe ordinaire, à courant d'air intérieur, garnie de son garde vue et de sa cheminée de verre. On voit que le corps de lampe s'élève et s'abaisse à volonté, par le moyen de la vis de pression *b*, que la mèche monte et descend par le mouvement de la petite roue dentée *c*, placée au-dessus du godet de décharge. Cette construction est la plus avantageuse, parce qu'elle donne la facilité d'approcher ou d'éloigner la flamme des vaisseaux qui restent fixes, et que l'on n'éprouve pas la gêne des cremaillères, qui s'élevant au-dessus de la flamme, ne permettent plus d'en approcher assez les vaisseaux.

D. Support formé d'une tige ronde de laiton, brisée, à vis vers les deux tiers de sa hauteur, sur laquelle glissent et s'arrêtent par des vis de pression, l'anneau circulaire *e*, le bras *f* et le bouton de repos *g*. Le bras porte lui-même une pièce mobile à crochet *h*, qui sert à suspendre au point convenable les vaisseaux, ou à assurer leur position. Le rapport entier se rattache à la tige de fer quarrée de la lampe, par une pièce de bois dur *i*, qui se fixe à la hauteur que l'on desire par la vis de pression.

K. Guéridon pour les récipiens. Sa tablette mobile *l* se fixe à toutes les hauteurs par le moyen de la vis en bois M. La coulisse qui fait le pied de ce guéridon est fixée sur le plateau N, mais on a la faculté d'en approcher ou d'en éloigner le fourneau à lampe, en faisant glisser son pied dans les deux rainures *oo*.

P. Autre guéridon pour la cuvette pneumatique. Il

s'élève ou s'abaisse de même, par le moyen d'une forte vis en bois *q*.

R, est le tube de sûreté, à syphon renversé, de *Welter*.

Figure II. Elle fait voir le fourneau à lampe, disposé pour donner la fusion saline, la cheminée de verre raccourcie, le support D retourné en bas, la capsule de platine ou d'argent *s*, placée sur l'anneau très-près de la flamme.

Figure III. La même partie de l'appareil, dans laquelle on a substitué à la capsule, un petit creuset très-mince de platine *t*, porté par un triangle de fil de fer qui repose sur l'anneau.

La figure IV donne le plan de cette dernière disposition.

§. III.

Art de couper le verre.

La manière de couper le verre est importante à connoître, car le chimiste est souvent obligé d'arranger ses vaisseaux et de les mettre en état de servir.

On se sert d'anneaux de fer que l'on soude à une tige de fer, garnie d'un manche de bois. On fait rougir l'anneau de fer dans un fourneau, puis on pose dessus le matras qu'on se propose de couper; lorsqu'on juge que le verre a été suffisamment échauffé par l'anneau de fer rouge, on jette quelques gouttes d'eau dessus, et le matras se casse ordinairement juste dans la ligne circulaire qui étoit en contact avec l'anneau de fer.

Quand on veut partager en deux sphères, ou couper d'une manière quelconque un matras, un ballon, une

cornue, etc., on peut employer un moyen plus simple et plus facile.

D'abord on ôte avec une lime la première pellicule du verre à l'endroit du col du matras, qui est ordinairement long; on pose à cet endroit un charbon bien rouge, il se fait aussitôt une petite fèlure; on la continue tout au tour du col du matras, en promenant le charbon, que l'on a soin d'entretenir toujours rouge. Dès que le col est détaché, on fait une petite entaille avec la lime dans l'endroit coupé, et l'on promène le charbon le long du matras, de manière à former deux sphères, on a ainsi deux évaporatoires. En place de charbon, on se sert aussi de petits morceaux de bois de hêtre, dont on fait brûler une des extrémités jusqu'à l'état de charbon rouge ou des baguettes de fer que l'on fait rougir. Plusieurs chimistes ont proposé des moyens différens. Baumé est un de ceux qui ait donné le plus de détails sur cet objet; quoique nous ne suivions plus dans nos laboratoires les procédés qu'il a indiqués, il est cependant nécessaire de les connoître, afin de ne rien omettre et de laisser l'artiste libre dans le choix des méthodes.

On parvient, dit *Baumé*, à couper le col des ballons de plusieurs manières. 1°. A deux ou trois pouces au-dessus de la naissance du col de ce vaisseau, on trace avec une pierre à fusil une ligne circulaire au tour du col de ballon; et pour ne point tracer cette ligne au hasard, on cole avec de la cole forte un cuir mouillé et souple au tour du col du ballon, à l'endroit où on le veut couper : ce cuir fait un point d'appui, et empêche que la pierre à fusil ne glisse, et ne fasse des traces de travers. Lorsque la première pellicule du verre est entamée, on

passe dans la trace faite par la pierre à fusil une bonne lime à trois quarts, et il arrive souvent qu'après avoir fait agir la lime une seule fois au tour de la trace, le col se détache de lui même. S'il n'est pas coupé par cette seule opération, on continue de faire agir la lime jusqu'à ce que le col soit coupé. Quoique le cit. *Baumé* prétende que ce moyen est un des meilleurs et des plus sûrs, souvent on ne réussit pas bien, il est en outre très-long.

2°. Après avoir tracé avec la pierre à fusil, et la lime une ligne circulaire au tour du col du ballon, on enduit légèrement de térébenthine une mèche de coton qu'on applique sur la trace, et avec une lumière on enflamme la térébenthine; pendant qu'elle brûle, on tourne le ballon pour la faire brûler également : lorsque toute la térébenthine est brûlée, on met avec le bout du doigt une goutte d'eau ; elle fait détacher aussitôt le col du ballon à l'endroit tracé; par ce procédé il arrive souvent que le col se casse à côté.

3°. On coupe encore le col des ballons avec une petite roue de cuivre garnie d'émeri et d'huile; on la fait tourner par une grande roue perpendiculairement dans le sens des meules des couteliers : on présente le col du ballon, à l'endroit où on veut le couper : on le coupe très-proprement par ce moyen, et le ballon est moins exposé à être cassé.

Quand on a coupé le verre par l'un ou l'autre des procédés indiqués ci-dessus, il convient de passer une lime sur les bords, et de les frotter légèrement pour ôter les vives arêtes, afin de ne point se couper.

Le cit. *Baumé* décrit un autre procédé pour couper

en

en même temps vingt-quatre gros matras par le moyen d'une scie, avec de l'eau et du grès, comme on scie de la pierre. Il arrange par le moyen d'une corde tendue, les ballons les uns à côté des autres. Il fait répondre perpendiculairement à la corde l'endroit où il veut couper le col de chaque matras, ayant soin de mettre les globes des matras alternativement, l'un à droite, et l'autre à gauche, afin d'occuper moins d'étendue : lorsque les matras sont ainsi disposés, il remplit les espaces vides avec du plâtre gâché, afin que les matras soient bien assujétis : alors on pose sur le plâtre, et à l'endroit désigné, une scie légère, semblable à celles qui servent à scier de la pierre avec de l'eau et du grès égrugé.

Ce moyen, dit l'auteur, est expéditif pour couper beaucoup de vaisseaux à la fois, mais ne peut être employé que dans les atteliers où l'on travaille en grand.

Pour percer un ballon et y pratiquer un petit trou, on commence par choisir au milieu du ventre du ballon une petite bulle bien ronde. Le verre, dans ces bulles, est feuilleté, et forme au moins deux couches l'une sur l'autre ; l'entre-deux est vide : lorsqu'on a choisi la bulle de la grandeur et de la rondeur convenables, on frotte dessus avec la pointe d'un burin trempé bien sec ; le verre s'égrène, et on a bientôt entamé et égréné la première pellicule du verre ; elle forme une petite profondeur, qui retient l'outil et l'empêche de glisser : on fait la même opération avec la pointe du burin sur la seconde pellicule du verre qui se présente. Avec un peu d'adresse on parvient à percer le ballon : alors, avec la pointe d'une petite lime ronde, on arrondit le trou, et on l'élargit autant que l'on veut ; mais il faut avoir la plus grande attention

de ne jamais forcer la lime à entrer : si on la serroit dans le trou, elle feroit éclater le ballon.

On peut aussi percer les vaisseaux de verre et les cornues par le moyen d'une broche creuse qui tourne à l'aide d'une roue : la pièce coupée entre dans la broche qui produit l'effet d'un emporte-pièce. Ce moyen est très-bon quand on a besoin d'une ouverture de plusieurs lignes de diamètre.

§. I V.

Termes usités en Chimie.

Calcination, est ordinairement la volatilisation de quelques matières en vapeur ou en gaz, en la séparant ainsi d'une autre plus fixe, qu'on nomme après cela calcinée.

Cémentation. Cette opération n'est usitée que dans la métallurgie. Elle a pour objet de faire réagir une portion du cément, ou poussière quelconque qui enveloppe de toutes parts le corps qu'on cémenta sur ce dernier.

Cohobation. Opération par laquelle on distille plusieurs fois une liqueur sur le résidu resté dans le vase distillatoire.

Combustion. Ce mot est souvent pris pour l'expression du phénomène même, il est quelquefois appliqué à l'opération de brûler différens corps combustibles. Le citoyen *Fourcroy* se sert souvent du mot de *décombustion* pour désigner l'opération inverse de la première, aussi emploie-t-il souvent cette expression, *débrûler* les corps.

Concentration. On appelle ainsi l'action d'épaissir, de condenser par l'action du calorique, des liquides salins ou autres, pour rendre leur dissolution plus dense, plus concentrée.

Cristallisation. L'idée générale qu'on doit attacher au mot cristallisation est celle d'une opération par laquelle un corps dans son passage de l'état fluide à l'état solide affecte une forme régulière. Les découvertes modernes ont appris que toutes les substances cristallisent, et que celles qui ne portent pas extérieurement ce caractère, ont dans leur intérieur des cristaux bien prononcés.

Coupellation. Ce mot s'applique à la séparation des métaux très-oxidables de ceux qui le sont très-peu.

Décoction. Ce mot vient de *coquere*, qui signifie cuire.

L'objet de la décoction est de dissoudre et d'extraire les substances actives des corps, dans un véhicule approprié à l'intention qu'on veut remplir.

Détonnation. Cet effet a lieu dans tous les cas où des matières combinées ou décomposées très-rapidement, changent tout-à-coup d'état, occupent instantanément un grand volume, prennent une subite extension, et frappent ainsi l'air qui fait entendre par sa vibration un bruit plus ou moins fort.

Digestion. C'est une vraie macération, excepté qu'on la fait dans des vaisseaux fermés.

Dissolution, est une opération par laquelle on rend un corps fluide, soit par l'eau, soit par le feu. Cette fluidité, qui est nécessaire à l'union des corps, a donné lieu à cet ancien axiome, *corpora non agunt nisi sint soluta.* La dissolution se fait par action réciproque. Le cito. en *Monge* a donné le nom de dissolvant au corps qui donne la forme à l'autre. La chaux et l'eau peuvent fournir un exemple, où l'un de ces corps peut devenir dissolvant et dissolvende.

Distillation, est une opération par le moyen de la-

quelle on sépare, à l'aide du calorique, les substances volatiles d'avec les fixes, ou une évaporation qu'on fait dans des vaisseaux appropriés, afin de recueillir et conserver à part les substances que le feu fait volatiliser.

Effervescence. C'est un phénomène qui résulte du dégagement du sein d'un liquide des fluides élastiques, dont les bulles, en traversant le liquide, l'agitent, le soulèvent, le recouvrent de mousse ou d'écume.

Evaporation. C'est une opération par laquelle on sépare les substances fixes des substances volatiles.

Exsiccation ou *dessiccation.* C'est la manière de dessécher des matieres molles, humides, ou de leur enlever l'eau qui les mouille et qui les altère. Cette opération se pratique au soleil, à l'étuve, sur un bain de sable, et on l'emploie pour les matières végétales, animales, pour les sels, les terres et les oxides métalliques humectées.

Extraction. C'est séparer ou extraire une matière d'une autre.

Fermentation. Cette opération désigne le plus souvent le phénomène par lequel les substances végétales et animales fermentent; elle sert cependant quelquefois pour exprimer l'opération par laquelle les chimistes font fermenter ces substances.

Fulmination. Cette opération ne diffère de la détonnation que par le coup plus rapide, le bruit plus violent et plus rapproché de l'effet de la foudre qui l'accompagne et la caractérise.

Fusion. C'est appliquer le feu, à une matière solide, on la rend ainsi fluide pour la réunir en une seule masse, ou pour la couler et en changer la forme; les corps qui servent à cette opération sont les métaux, le soufre, le

phosphore, les graisses, les cires, plusieurs matières salines, etc.

Graduation. C'est d'amener par l'évaporation ou la concentration, les liquides au degré de consistance ou d'épaississement nécessaires pour en séparer plus facilement et plus promptement les substances qui y sont tenues en dissolution.

Incinération. C'est une espèce de combustion qu'on pratique sur les charbons en les faisant rougir avec le contact de l'air, en renouvelant leurs surfaces par une agitation continuelle jusqu'à ce qu'ils soient réduits en cendres.

Infusion. Ce mot vient d'*infundere*, qui signifie mettre à tremper.

L'infusion a pour but d'extraire, par le moyen d'un liquide, les substances les plus dissolubles.

Lixiviation. L'objet de cette opération est de séparer des substances solubles dans l'eau, d'avec celles qui sont insolubles.

Liquation. Cette opération s'opère sur des alliages métalliques dont une ou plusieurs matières composantes se fondent, ou se ramollissant seules, peuvent être séparées des autres.

Macération. Lorsqu'on verse un liquide sur une substance, afin de relâcher son tissu, et qu'on la laisse tremper plus ou moins longtemps, cette opération se nomme macération.

Oxidation. C'est toute opération dans laquelle on combine des matières, de quelque nature qu'elles soient, avec l'oxigène, de manière à les convertir en oxides. On emploie ce mot plus souvent encore comme phénomène

que comme opération ; dans ce dernier sens, il faut se servir aussi du mot opposé *désoxidation* qui désigne alors une opération qu'on fait aussi souvent dans les laboratoires que la première.

Précipitation. La précipitation n'est autre chose que la séparation d'un corps d'un autre liquide. Elle est produite par la présence d'un troisième corps qui a plus d'affinité pour le liquide que la substance qui lui étoit unie. Le précipité peut être au reste volatile.

Rectification. Procédé par lequel on fait subir à une substance une opération qu'elle a déjà éprouvée, afin de la réduire dans un plus grand degré de pureté : telle qu'une liqueur qui a déjà été distillée, et qu'on distille une seconde fois ; ou une substance déjà sublimée qu'on fait sublimer de nouveau.

Réduction. On l'emploie pour faire reparoître les oxides des métaux sous la forme métallique. On nomme aussi cette opération revivification : c'est une véritable désoxidation.

Stratification. C'est placer lit sur lit des substances de différente nature, dont l'une doit porter son action sur l'autre.

Sublimation. Cette opération a pour objet de faire élever un métal ou toutes autres matières pour les recueillir dans un état de pureté, ou de combinaison ; le produit s'attache à la partie supérieure des vaisseaux. On les nomme vaisseaux sublimatoires.

Torréfaction ou *grillage.* On entend par ces mots la séparation de quelques principes volatiles d'une matière sèche, et la division ou l'atténuation qu'elle éprouve en même temps. Tels sont les changemens qu'on fait éprou-

ver aux mines avant de les fondre ; la torréfaction a plus souvent lieu sur les substances végétales.

Vitrification. C'est convertir en verre toutes les matières susceptibles de prendre cet état.

Volatilisation. C'est l'action de réduire en vapeur les substances qui en sont susceptibles.

§. V.

Des Réactifs.

On appelle réactifs des substances dont l'addition change sur le champ, ou du moins très-promptement, leur couleur, leur transparence, et décèlent ainsi les principes qui s'y trouvent.

Les réactifs épargnent beaucoup de temps; mais ils ne mettent pas toujours dans le cas de porter un jugement assuré, surtout lorsqu'il s'agit de déterminer les quantités : ils peuvent cependant servir même avantageusement à l'estimation de ces quantités par les poids des précipités, quoique, jusqu'à présent, on ne les ait pas employés à ce dessein.

Il existe dans l'emploi des réactifs en général, une difficulté dont les chimistes n'ont point assez tenu compte. Ces substances annoncent bien, en effet, les unes, les bases terreuses et alcalines; les autres, les acides; d'autres, les métaux. Mais en démontrant, comme cela a lieu le plus souvent, l'existence de deux ou trois bases et de deux acides, elles n'apprennent point toujours à quel acide telle base est combinée, et conséquemment la vraie nature des matières dissoutes dans les eaux. Il est vrai que la connoissance des attractions électives doubles, ré-

pand sur cet objet de grandes lumières, et qu'elle peut servir dans plusieurs cas à déterminer l'union réciproque de deux bases et de deux acides.

Principaux réactifs.

Teinture de tournesol. Elle se fait en écrasant du tournesol en pain, et versant dessus de l'eau distillée. On laisse macérer: l'eau devient bientôt bleue, et paroît violette, quand on la regarde en la présentant à la lumière: on filtre ensuite; on ajoute de l'eau; on peut même en ajouter jusqu'à détruire le rouge qui l'altère: en cet état, elle peut découvrir la plus petite partie d'acide libre, qui la fait sur le champ passer au rouge.

Papier coloré en bleu par le tournesol. Quand on veut préparer ce papier bleu, appelé *papier réactif*, on délaye du tournesol dans de l'eau; on y ajoute un peu d'amidon: on fait légèrement bouillir le mélange, et lorsque la liqueur est froide, on l'étend avec une brosse sur des feuilles de papier blanc, qu'on laisse sécher ensuite.

Papier coloré avec le fernambouc, ou *teinture de fernambouc.* Ce papier se prépare comme le précédent, c'est-à-dire, qu'on fait cuire le fernambouc avec l'amidon. Si on plonge ce papier dans de l'eau plus ou moins chargée d'alcali, la teinture passe au rouge vineux, et le papier prend seulement une teinte pourpre ou violacée.

Lorsqu'il a été ainsi altéré, les acides lui restituent sa première couleur, et le jaunissent très-promptement, si on excède la dose nécessaire pour reprendre l'alcali.

Teinture de terra merita. Cette teinture est plus ou moins altérée en rouge-brun par les alcalis.

On peut la remplacer par le papier coloré, comme nous

l'avons dit précédemment, à l'aide d'un peu d'amidon, ce qui a la même propriété.

Ces trois réactifs sont utiles : le premier principalement pour les acides, les deux autres pour découvrir les alcalis.

Infusion et Sirop de violettes. L'infusion de violettes se prépare de la manière suivante :

On prend des pétales de belles violettes; on les étend sur une toile attachée par les quatre coins sur un chassis; on arrose les fleurs avec de l'eau chaude, qui entraîne avec elle une matière colorante, d'un jaune bleuâtre; on laisse égoutter : on verse ensuite de l'eau froide. Cette première opération faite, on prend des fleurs de violettes ainsi préparées; on verse dessus de l'eau distillée pure, environ le double du poids des fleurs, et on laisse macérer vingt-quatre heures; on filtre ensuite : c'est cette teinture dont on doit se servir comme réactif. Quand on veut la conserver, on y ajoute du sucre (une partie d'infusion sur deux de sucre). On le fait fondre au bain-marie; on passe ensuite le sirop à travers une étamine blanche.

Il y a cependant deux exceptions à la règle générale, que les teintures bleues végétales rougissent avec les acides, et verdissent avec les alcalis : les alcalis foncent la couleur bleue du tournesol, et l'indigo se dissout dans l'acide sulfurique, sans perdre son bleu. Les sucs bleus de divers végétaux sont altérés inégalement par les acides et les alcalis : ce qui donne un moyen d'en examiner la progression, et si elle étoit bien connue, on pourroit déterminer les forces respectives de ces sels. L'acide carbonique pur n'a d'action que sur la teinture de tournesol. L'acide acéteux altère le sirop de violettes, mais non le

papier bleu des pains de sucre : celui-ci est, au contraire, rougi par les acides plus puissans, et ainsi du reste.

Teinture de noix de galles. Elle se fait en concassant la noix et la tenant en digestion dans l'alcool jusqu'à ce qu'il en soit saturé ; on peut la préparer aussi à l'eau, mais elle s'altère facilement.

Cette teinture sert à découvrir le fer qu'elle précipite lentement ; elle lui donne une couleur pourpre quand on la met en petite quantité ; elle le fait passer au noir quand on en ajoute une dose suffisante.

L'eau de chaux. Voyez pour sa préparation, l'article *chaux.*

La dissolution de barite et de strontianne. Voyez ces mots.

L'eau de chaux trouble sur le champ toutes les eaux qui tiennent un peu d'acide carbonique ; on obtient pour produit insoluble un carbonate calcaire.

La barite pure est un réactif important ; elle indique les plus petites parties d'acide sulfurique, à quelque substance qu'il soit mêlé ou combiné, on régénère le sulfate de barite qui est insoluble.

La potasse, la soude et l'ammoniaque, et *ces mêmes sels unis à l'acide carbonique*, indiquent la présence des sels terreux, et précipitent les dissolutions métalliques.

Il faut observer que l'ammoniaque ne sépare point en entier la magnésie unie aux acides, qu'elle n'en précipite qu'environ la moitié et qu'elle constitue toujours des sels triples.

Les alcalis fixes caustiques ne forment pas toujours de bons réactifs, ils retiennent en dissolution une partie des terres qu'ils précipitent des eaux.

L'acide sulfurique concentré. Si on verse de cet acide dans de l'eau qui tient de la barite en dissolution, il y occasionne un précipité. Quand il dégage plusieurs bulles, il annonce la présence de quelques carbonates.

L'acide nitrique, et particulièrement *l'acide nitreux*, a la propriété de décomposer le gaz hidrogène sulfuré tenu en dissolution dans les eaux, et le soufre se dépose lentement.

L'acide sulfureux. Cet acide peut être employé comme l'acide nitreux pour décomposer le gaz hidrogène sulfuré des eaux sulfureuses, et pour en séparer le soufre. Cependant le soufre de l'acide sulfureux décomposé se précipite avec le soufre de l'hidrogène sulfuré décomposé.

Les acides muriatique et *muriatique oxigéné* précipitent aussi le soufre ; ces acides sont de très-bons réactifs dans la plupart des analyses.

L'acide arsenique est propre à indiquer la nature des eaux sulfureuses et à y démontrer la présence du soufre, par le sulfure d'arsenic qu'il y forme sur le champ.

L'acide oxalique est un réactif très-utile pour reconnoître la présence de la chaux unie aux acides.

On doit encore mettre au rang des réactifs les plus usités, les acides *carbonique*, *phosphorique*, *acéteux*, *acétique*, *tartareux*, *citrique* ; on trouvera la manière de les préparer, et leurs usages à chacun des articles qui les concernent.

Les *sulfates de potasse, de soude et de magnésie*, sont décomposés par le nitrate et le muriate calcaire, par une double affinité. Ce sont des réactifs intéressans pour la connoissance des eaux.

Le muriate de barite est employé comme la dissolution de barite pure.

Le muriate calcaire sert à découvrir la potasse, parce que le carbonate de chaux se précipite; il est cependant essentiel d'observer que s'il s'y trouve du sulfate de magnésie, il y a deux décompositions et il se forme du sulfate de chaux.

Le sulfate acide d'alumine est susceptible d'être précipité par les alcalis libres, le carbonate calcaire, et même par le nitrate et le muriate calcaire.

Les prussiates alcalins et celui de chaux ont la propriété de découvrir les moindres atômes de fer.

Les sulfures, hidro-sulfures, l'eau chargée d'hidrogène sulfurée doivent aussi être comptés parmi les réactifs usités. *Voyez ces articles.*

Des substances métalliques. Certains métaux ont la propriété de décomposer en entier le gaz hidrogène sulfuré, ils absorbent le gaz hidrogène et laissent précipiter le soufre, tels que le *mercure*, le *plomb*, le *cuivre*, l'*argent.*

Des oxides métalliques. L'action de plusieurs oxides métalliques est bien plus marquée que celle des métaux eux-mêmes. Ils séparent le gaz hidrogène sulfuré des eaux, soit en le décomposant, soit en l'absorbant; mais ils sont peu susceptibles d'indiquer la quantité de gaz contenue dans les eaux.

Des dissolutions métalliques. Ces dissolutions sont employées avec succès dans les analyses.

On range au nombre des réactifs de cette classe, le *muriate d'arsenic*, le *muriate d'antimoine*, qui, tous deux, ont particulièrement la propriété de prouver la présence du soufre dans les eaux sulfureuses.

Le nitrate de mercure, qui doit être employé avec attention ; car il a des caractères différens, suivant les circonstances de la dissolution.

Bergman assure que la dissolution de mercure faite à chaud, donne un précipité blanc dans une eau chargée d'hidrogène sulfurée ; le citoyen *Fourcroy* dit avoir reconnu que cela n'arrive qu'en mettant beaucoup plus de cette dissolution qu'il n'en faut pour décomposer les sels sulfurique, muriatique et le gaz hidrogène sulfuré ; la portion surabondante précipite en blanc jaunâtre par l'eau décomposée ; encore dans ce cas le précipité qu'on obtient, est de deux couleurs très-distinctes, l'un brun et l'autre d'un gris verdâtre, et jamais uniquement blanc, comme *Bergman* l'a annoncé.

Le mercure est encore précipité par la chaux, la magnésie et les alcalis, dissous à la faveur de l'acide carbonique.

Le nitrate mercuriel précipite aussi les mucilages.

Le nitrate d'argent est communément employé pour reconnoître la présence de l'acide muriatique et de l'acide sulfurique.

S'il y a dans l'eau un sulfure en dissolution, le muriate d'argent qui se précipite est plus ou moins noirci ; souvent il se forme des flocons très-abondans d'un brun verdâtre, dont la couleur devient peu à peu très-noire.

Les carbonates de chaux et de magnésie précipitent aussi l'argent.

Le muriate oxigéné de mercure. Ce sel doit être préféré à beaucoup d'autres dissolutions métalliques, parce qu'il n'agit presque point sur les sels neutres contenus dans les eaux ; il n'y a que le carbonate de chaux, et le carbonate de magnésie qui puissent en précipiter une

petite portion d'oxide de mercure; mais celui-ci n'empèche point que l'on ne puisse déterminer la quantité de soufre enlevée au gaz hidrogène sulfuré par le muriate oxigéné de mercure.

Le sulfate de fer est d'un usage avantageux dans certains cas; un cristal bien pur de ce sel indique la présence de l'air dans l'eau; les alcalis, la chaux et la magnésie unies, soit à l'acide carbonique, soit à l'acide muriatique, soit à l'acide nitrique, décomposent aussi le sulfate de fer, quelquefois même sans précipitation. Le fer est souvent tenu en dissolution par l'acide muriatique.

Le sulfate de cuivre, outre les avantages que l'on retire de ce sel dans certaines analyses, a, comme le sel précédent, la propriété d'agir sur le gaz hidrogène sulfuré, sans altérer les sels contenus dans les eaux minérales; on peut donc les employer indifféremment et avec le même avantage pour déterminer la quantité de soufre contenue dans les eaux sulfureuses.

L'acétite de plomb. L'acide muriatique a la propriété de précipiter le plomb de sa dissolution, mais comme ce précipité est soluble dans l'acide acéteux, on ne peut regarder ce sel comme un réactif sûr. Il convient mieux pour découvrir l'acide sulfurique, attendu que le sel formé est insoluble dans l'eau et dans l'acide acéteux.

Le plomb est aussi précipité par les alcalis, la chaux et la magnésie à l'état de carbonate.

Cette dissolution est aussi une des plus sensibles pour indiquer avec précision la plus petite quantité de gaz hidrogène sulfuré contenue dans une eau.

Le savon. Ce composé ne se dissout pas dans toutes les eaux; cela vient, ou d'un acide libre, ou d'une certaine

quantité de sel à base terreuse ou métallique. Dans ces deux cas il y a décomposition, l'acide s'unit à l'alcali du savon, et l'huile reste libre, ou bien forme des savons terreux insolubles, ou des composés appelés *savons métalliques*.

L'alcool : lorsqu'il y en a une suffisante quantité, il précipite tous les sels contenus dans l'eau, et qu'il ne peut lui-même dissoudre ; tels sont particulièrement tous les sels composés de l'acide sulfurique. La plupart de ceux qui sont formés de l'acide nitrique ou de l'acide muriatique, y sont aussi solubles, quoiqu'ils en exigent, les uns plus, les autres moins.

Voilà les réactifs les plus communément employés; on peut cependant les multiplier suivant les circonstances, parce que l'un vient à l'appui de l'autre ; mais en général on peut se borner à un petit nombre bien choisi.

§. VI.

Du Chalumeau.

Le chalumeau est un instrument employé très-anciennement dans les arts pour la soudure de quelques pièces délicates, telles par exemple, que celles de l'horlogerie. Son premier emploi dans les essais chimiques est dû à *Bergman.*

André *Swabe* fit connoître cet instrument en 1738. Il fut ensuite perfectionné par plusieurs minéralogistes. Le célèbre *Engestrum* publia une dissertation en anglais, sur la manière de s'en servir. Mais *Bergman* a porté sur cet instrument et sur la manière de s'en servir, l'exactitude la plus rigoureuse dans une dissertation où il a con-

signé une suite de travaux très-précieux. Cet objet a aussi été traité dans le tom. III. Encyclopédie méthodique, par le cit. *Vauquelin.*

Le chalumeau n'a pas l'avantage de donner aux expériences faites par son moyen un champ très-vaste, mais ceci est bien compensé par la facilité si précieuse de pouvoir suivre des yeux la suite d'une opération dont les différens périodes seroient cachés au fond des creusets, dans une opération plus en grand. On en fait avec des matières de nature différente; l'argent, à cause de son inaltérabilité, est une de celles qui conviennent le mieux pour cet objet. Le citoyen *Guyton* conseille d'allier la pointe de cet instrument avec deux septièmes de platine, pour lui donner plus de dureté, le rendre moins altérable par la chaleur.

Le chalumeau de *Bergman* est composé de trois parties (voyez la figure): l'une appelée *manche*, se termine en une pointe conique tronquée *a a*, qui s'adapte par frottement à l'ouverture B, nommée réservoir, est formée d'une lame elliptique courbée au centre, de manière que les côtés opposés, soudés tour à tour à une égale distance du bord, sont parallèles; cette cavité est destinée à retenir l'humidité qui s'exhale de la poitrine, et que l'air y dépose. *Bergman* préfère la forme applatie de ce réservoir à celle d'une sphère qu'on lui avoit donnée avant lui. L'ouverture conique creusée dans la protubérance *d d*, ne doit point avoir de rebord intérieur, afin que la liqueur recueillie dans le réservoir après une longue insufflation puisse en sortir facilement, et qu'on la puisse nétoyer commodément. Le petit tube C est très-étroit, la partie conique la plus courte *ee*, doit entrer exacte-

ment

Chalumeau à Souder de Bergman.

Girard del.

Sellier Sculp.

ment dans l'ouverture *f*, pour que l'air ne puisse sortir que par l'orifice *g*. Il faut avoir plusieurs de ces petits tubes différens en grosseurs, que des circonstances particulières nécessitent souvent. L'ouverture *g* doit être circulaire et égale, car sans cela le cône de la flamme, dont nous parlerons plus bas, se diviseroit en plusieurs parties, et ne produiroit pas l'effet qu'on doit en attendre; les cercles de cuivre *hh*, et *ii* empêchent que les extrémités coniques *aa* et *ee*, n'entrent trop avant; il est nécessaire que dans le commencement ces parties entrent l'une dans l'autre avec force, car avec le temps, et par le frottement continuel qu'elles éprouvent, elles deviennent trop douces, et tombent facilement; mais lorsqu'elles sont arrivées à ce point, on les raffermit encore pour quelque temps, en coupant une portion des cercles de cuivre *hh* et *ii*.

Maintenant on met plus de simplicité dans la construction des chalumeaux, au lieu de plusieurs pièces, ils sont formés d'une seule. C'est un tube de fer, de cuivre, ou de verre courbé, comme on le voit par la figure. On souffle avec autant de facilité et de succès avec ces chalumeaux qu'avec celui de *Bergman*, ils ont sur celui-ci l'avantage d'être beaucoup moins chers. Tout le monde peut faire des chalumeaux de verre, avec des tubes épais de cette matière, que l'on courbe à une petite distance de l'extrémité, et que l'on retire ensuite en un filet délié à la lampe d'émailleur; on brise alors ce filet à l'endroit convenable pour que l'ouverture laisse sortir une assez grande quantité d'air; on use sur une pierre cette pointe pour la rendre conique; on peut également se servir de gros tubes de verres, percés d'un canal presque capillaire,

et dont on use l'une des extrémités, après l'avoir légèrement courbée.

Manière de se servir du Chalumeau.

Comme il est souvent nécessaire que les substances que l'on traite au chalumeau soient exposées longtemps à l'action de la chaleur sans interruption, il est important aussi que le courant d'air dirigé sur la flamme de la bougie, soit continuel et égal, pour que ces matières parcourent tous les périodes que fait naître la présence du calorique. L'air d'une seule inspiration seroit donc insuffisant dans beaucoup de cas, si l'on n'employoit pas un procédé particulier.

Pour faire cette opération avec succès et sans incommodité, il y a quelques difficultés, mais qui disparoissent avec l'exercice, et en suivant les principes que nous allons exposer.

Tout l'art consiste à remplir sa bouche d'air et à l'exprimer par l'effort des muscles des joues pendant que l'on respire par les narines. Il faut donc d'abord prendre le tube du chalumeau dans ses lèvres, emplir la poitrine d'air, en remplir ensuite entièrement la bouche, et le faire sortir par la force des muscles. Lorsque la plus grande partie de l'air de la poitrine est expulsée, et que le besoin de respirer se fait sentir, on abaisse le voile du palais sur la base de la langue, on respire par le nez, tandis que l'on expire par la bouche l'air qui y est amassé. Cet exercice des parties de la bouche une fois acquis, ce qui ne tarde pas en s'exerçant souvent, l'on peut souffler continuellement pendant un quart d'heure et plus, sans

éprouver d'autres incommodités que la lassitude des lèvres qui compriment le tube du chalumeau.

Ce n'est pas assez d'avoir acquis l'habitude de souffler continuellement la flamme de la bougie, il faut encore savoir la diriger artistement sur le corps qui doit être chauffé.

De la grosseur de la flamme.

La flamme de la bougie ne doit pas être trop forte, car alors elle obéit difficilement au jet d'air qui la presse ; il ne faut pas non plus qu'elle soit trop petite, l'effet qu'elle produiroit seroit trop foible, et ne donneroit pas les résultats que l'on attend pour juger de la nature d'une substance. Il est donc nécessaire d'employer une chandelle ou bougie dont la mèche soit proportionnée à l'ouverture du chalumeau ; celle qui est représentée en D est celle qui convient le mieux. La mèche de la chandelle *kk* doit être de coton, et ne pas être coupée trop courte, afin qu'elle puisse se courber, comme cela a lieu en *l*. On tient la pointe du chalumeau immédiatement au-dessus de l'arc que forme la mèche de la bougie, et on exprime l'air avec une force parfaitement égale.

En examinant attentivement la flamme que produit le chalumeau, l'on remarque qu'il y en a deux très-distinctes ; l'une *lo*, extérieure, brune, vague et indéterminée, laquelle étant environnée de l'air atmosphérique est entièrement privée de matières combustibles ; l'autre *ln* intérieure, conique, de couleur bleue, très-pointue, et qui produit une chaleur beaucoup plus forte que le cône extérieur. Les hommes qui se sont occupés de la minéralogie sous le point de vue chimique, ont remarqué

que ces flammes produisent des effets bien différens sur les mêmes substances ; ces effets sont toujours en sens contraire : cependant toutes les deux chauffent, fondent et volatilisent les matières qui sont susceptibles de passer par ces divers états. Mais la flamme extérieure brûle souvent ce que la flamme intérieure débrûle. La raison de ce phénomène ne consiste point dans la manière de l'appliquer, elle est dans la nature différente de ces flammes ; la flamme extérieure est composée de calorique, de lumière, d'acide carbonique et d'eau en vapeur ; l'autre contient aussi ces mêmes matières, mais plus une portion d'hidrogène et de carbone non combinée à l'oxigène, et qui peuvent par conséquent ramener certains corps à leur premier état en leur enlevant l'oxigène.

On possède donc dans ce petit instrument deux moyens chimiques extrêmement importans, la combustion et la réduction de quelques corps.

Des supports.

Pour examiner les matières à la flamme du chalumeau, il faut qu'elles soient soutenues sur quelques corps : on appelle en général ces instrumens, *des supports ;* ils doivent être de nature différente, suivant que l'exige celle de la matière que l'on soumet à l'action du calorique ; les supports que l'on emploie le plus communément sont des charbons de bouleau ou de sapin bien cuits, dans lesquels on creuse avec un couteau une fosse parallélipipède ou ronde, et des cuillers d'or, d'argent ou de platine à manche de bois, afin que l'on puisse les tenir avec la main sans se brûler. Le support de charbon peut servir

dans tous les cas où les matières que l'on examine ne le pénètrent pas, et lorsqu'il n'influe pas par sa nature combustible; il est quelques circonstances dans lesquelles son action sur les corps est d'un grand secours pour en démontrer la nature. La cuiller d'or est préférable à celle d'argent, parce qu'elle est un peu moins fusible, et que son altérabilité est beaucoup moins grande. Les supports peu oxigenables sont employés toutes les fois que l'on veut éviter la présence des corps très-combustibles. Le charbon a beaucoup d'avantage sur les métaux, relativement aux corps qui ne craignent point la présence de cette matière combustible, parce qu'il est mauvais conducteur du calorique, et que sa capacité pour absorber ce principe est beaucoup moins grande; il en ajoute au contraire une portion à celle de la flamme, en brûlant lui-même. On sent que si ces supports d'or et d'argent ne transmettoient pas le calorique presqu'aussi promptement qu'ils le reçoivent, ils seroient bientôt fondus. Le grand nombre de molécules que ces métaux réunissent sous un petit volume, fait que le calorique promptement distribué entre toutes les parties de la cuiller, et conséquemment enlevé dans la même proportion par l'air environnant, empêche qu'ils ne se fondent; aussi s'en faut-il de beaucoup que l'on produise une température aussi élevée qu'avec le charbon. On voit une figure d'une cuiller d'or en E.

Lorsqu'on n'a que des portions très-légères d'une substance à examiner, la vîtesse de l'air qui presse la flamme les enlève; pour remédier à cet inconvénient, on place sur le trou que l'on a percé dans le charbon un couvercle de la même matière, et on lie ces deux parties ensemble

avec un fil de fer, en ne laissant d'ouverture que pour l'entrée de la pointe de la flamme ; de cette manière on parvient à fondre de très-petites masses.

Des flux.

Les minéralogistes emploient, pour examiner les corps naturels, des réactifs dont les effets doivent être bien connus sur les autres substances simples; de ces matières, les unes sont simplement fondantes, les autres destinées à brûler en fournissant de l'oxigène, les autres à débrûler ou à enlever ce principe, les autres enfin ne font que le combiner et donner souvent un résultat qui indique la nature de la matière soumise à l'essai. Comme la plupart de ces matières servent principalement à favoriser la fonte des corps en accumulant autour d'eux une grande masse de calorique, on les appelle *flux*. Non seulement il est important que leur effet soit bien connu sur les corps simples, mais encore que celui qu'exerce la flamme sur les mêmes corps et les supports, le soit aussi ; car sans cette connoissance, on commettroit indubitablement des erreurs. Le nombre des fondans ne peut être énoncé d'une manière rigoureuse ; pour un homme exercé, une foule de corps peuvent servir à examiner celui dont il desire connoître la nature.

Il en est cependant qu'on emploie plus communément, et que l'on emporte avec soi dans des voyages minéralogiques, tels sont l'acide phosphorique, le phosphate de soude, le carbonate de soude, le borax, etc.

Des précautions à prendre dans l'examen du corps à la flamme du chalumeau.

Il faut d'abord appliquer la flamme extérieure sur le

corps que l'on éprouve, et après avoir remarqué les phénomènes qui se passent, on applique la flamme intérieure, en observant toujours s'il se produit de nouveaux effets. Les principales observations à faire sur les corps que l'on expose à la flamme du chalumeau, consistent 1°. dans la décrépitation, 2°. la délitescence, 3°. le gonflement ou l'intumescence, 4°. dans la végétation, 5°. la fusion, 6°. l'effervescence, 7°. le changement des couleurs, 8°. la production d'odeur, 9°. l'inflammation, 10°. l'oxidation, 11°. la réduction, 12°. enfin dans la volatilisation ou dans l'absence de tous ces phénomènes.

Les fragmens d'une substance que l'on essaye au chalumeau ne doivent jamais excéder la grosseur d'un grain de poivre; il est même souvent avantageux qu'il soit plus petit; l'on conçoit facilement que si les morceaux étoient trop considérables, une portion de leur masse seroit nécessairement placée hors du foyer des rayons de chaleur, et réfroidiroit le support ainsi que la partie de la matière exposée à la pointe de la flamme bleue.

L'on peut aisément, et sans aucune déperdition, diviser les corps en les plaçant sur la lame d'acier G, en les enfermant dans l'anneau H, et en les frappant doucement avec le marteau F.

Ces instrumens sont surtout utiles pour les corps qui sont précieux, et dont on ne possède qu'une petite quantité, pour en faire l'analyse.

Pour se mettre en état de juger sainement de l'effet des flux sur les minéraux, il est nécessaire de connoître parfaitement la manière dont ils se comportent seuls à la flamme du chalumeau et avec les supports.

J'indiquerai à chaque article, dont je ne vais donner

ici que l'énoncé, les phénomènes que présentent les diverses substances à la flamme du chalumeau :

Le phosphate ammoniaco de soude, ou sel d'urine.

Le carbonate de soude.

Le borax, ou borax sursaturé de soude.

Des Acides.

Acide phosphorique.
— boracique.
— arsenique.
— molybdique.
— tartareux.
— oxalique.
— succinique.

Des Alcalis à l'état de carbonate, tels qu'on les trouve dans la nature.

Le carbonate de potasse.
— de soude.
— d'ammoniaque.

Nota. L'on n'a pas toujours besoin de tous ces réactifs; le charbon, l'air atmosphérique, la flamme extérieure et intérieure du chalumeau suffisent quelquefois pour faire prononcer avec certitude sur la nature d'un minéral.

Sels décrépitans.

Les sulfates de potasse.
— d'ammoniaque.

Muriates de potasse.
— de soude, etc.

Sels volatiles.

Le sulfate, nitrate et muriate d'ammoniaque, et en général, tous les sels qui ont pour base une substance valatile, sont réduits en vapeur.

Des Sels détonnans.

Ces sels contiennent toujours de l'acide nitrique ou de l'acide muriatique oxigené.

Des Sels qui noircissent au feu.

Tels sont les tartrites acidules de potasse et de soude.

Le tartrite de potasse.
— de soude.

L'oxalate acidule de potasse.
— de soude.

L'oxalate de soude et de potasse.

Des Sels qui forment des sulfures sur les supports combustibles.

Tous les sels qui ont l'acide sulfurique et sulfureux pour principe, donnent naissance à des sulfures, lorsqu'on les chauffe sur le charbon.

Des Sels terreux décrépitans.

Le sulfate de chaux est le seul.

Des Sels terreux qui se gonflent au feu.

Le sulfate de magnésie.
Le sulfate d'alumine.
L'acétite de chaux.
Le nitrate de magnésie.
Le muriate de magnésie.

Des Sels métalliques.

Sels métalliques décrépitans.

Le nitrate de plomb.
Le tartrite d'antimoine.

Sels métalliques volatiles.

Tous les sels dont le mercure forme la base.

Les muriates métalliques sont tous plus ou moins volatiles.

Sels métalliques détonnans.

Les nitrates d'argent, de plomb, de mercure et de bismuth.

Sels métalliques qui se gonflent.

Les sulfates de cuivre, de fer, de cobalt et de zinc.

Les nitrates de cuivre et de zinc.

Sels métalliques fusibles.

Les muriates de plomb et d'argent.

Les sulfates de plomb et d'argent.

Le muriate de cuivre et de zinc.

Des Sels métalliques qui se charbonnent au feu.

Le tartrite d'antimoine et de potasse.

Des Sels qui colorent la flamme.

Le sulfate et le nitrate de cuivre.

Le muriate de cuivre.

Des Substances terreuses simples.

Voyez chacune de ces substances à leur article respectif.

Des Substances terreuses composées.

Cet article appartenant plus particulièrement à la minéralogie, je renvoie, pour les détails, à l'art. *chalumeau*, Encyclopédie méthodique, page 189; on peut consulter aussi la dissertation de *Bergman*.

Des Corps combustibles en général.

L'attraction diverse des corps combustibles pour l'oxigène, fait naître beaucoup de variétés dans les phénomènes de la flamme, qu'ils présentent au chalumeau. Plus cette force est grande, et plus ils s'unissent étroitement à l'oxigène : c'est de-là que prend naissance cette foule de modifications dans l'intensité, la grandeur et la couleur de la flamme. Les uns, comme la plupart des métaux, chauffés au chalumeau, se fondent et brûlent souvent sans donner de flamme visible ; les autres, comme les substances végétales et animales, brûlent avec une flamme bien distincte. Cette diversité dépend beaucoup aussi de la vîtesse plus ou moins grande avec laquelle les corps brûlent, de l'état plus ou moins solide de l'oxigène dans les corps combustibles qui l'absorbent, et de l'affinité du nouveau composé pour la lumière et le calorique.

Le plus grand nombre des corps combustibles exposés à la pointe de la flamme, commencent à se fondre, à moins qu'ils ne soient enveloppés d'une trop grande quantité de terre : ce qui, cependant, ne les empêche pas toujours de s'enflammer. Il faut les chauffer jusqu'à ce qu'ils soient entièrement brûlés, afin d'obtenir le résidu incombustible, et l'examiner seul ou avec un flux.

Parmi les métaux, les uns ne changent point du tout de caractère ; les autres brûlent, s'oxident et se volatilisent, pour ainsi dire, tacitement. Beaucoup restent fixes après leur combustion, et colorent les flux, à moins cependant, que leur oxide ne soit sans couleur. Enfin, quelques-uns s'enflamment et répandent une lumière vive et éclatante, comme le phosphore. La couleur et la pe-

santeur des métaux suffisent pour les faire distinguer de tous les autres corps naturels.

Les changemens qu'éprouvent les corps simples ou composés à la chaleur produite pas le gaz oxigène, sont absolument les mêmes que ceux qu'ils subissent à la flamme du chalumeau ordinaire; il n'y a de différence que dans les degrés qui sont, en général, plus marqués. *Lavoisier* a prouvé, dans un mémoire imprimé parmi ceux de l'Académie, année 1785, que les substances qui ne souffrent point d'altération au chalumeau de *Bergman*, éprouvent un commencement de fusion, et quelquefois même se fondent entièrement au soufflet rempli de gaz oxigène.

D'après ce que nous avons exposé, on conçoit aisément que le chalumeau est un instrument très-utile, et même nécessaire en chimie.

§. VII.

De la Pesanteur spécifique.

La chimie exige maintenant la précision dans les expériences; la pesanteur spécifique doit naturellement faire partie des moyens que l'on doit employer pour y parvenir, puisqu'elle sert, tout à-la-fois, à indiquer la nature des corps, à faire juger de leur pureté, de leur état d'aggrégation, de condensation, de raréfaction, qui deviennent aussi des causes immédiates de divulsion ou de repos.

On appelle pesanteur spécifique, le poids que pèse un corps sous un volume déterminé, ou la comparaison du poids au volume des corps. Voyez *Brisson*.

Par exemple, *un pouce cube*, ou *pied cube* : plus un corps quelconque a de poids sous ce volume donné, plus sa pesanteur spécifique est grande.

Si l'on pouvoit tailler tous les corps de manière à leur donner un volume uniforme, on auroit leur pesanteur spécifique en les pesant, c'est-à-dire, par leur pesanteur absolue. Tous les corps ne pouvant pas être taillés, ni cubés, il a fallu chercher une méthode générale qui convînt à tous.

On peut établir quatre lois relativement à la pesanteur spécifique des corps.

1°. Quand deux corps sont égaux en volume, leurs pesanteurs spécifiques sont l'une à l'autre, comme leurs masses. Ainsi, on dit qu'un corps est d'une pesanteur spécifique double d'une autre, lorsqu'il a deux fois sa masse sous le même volume.

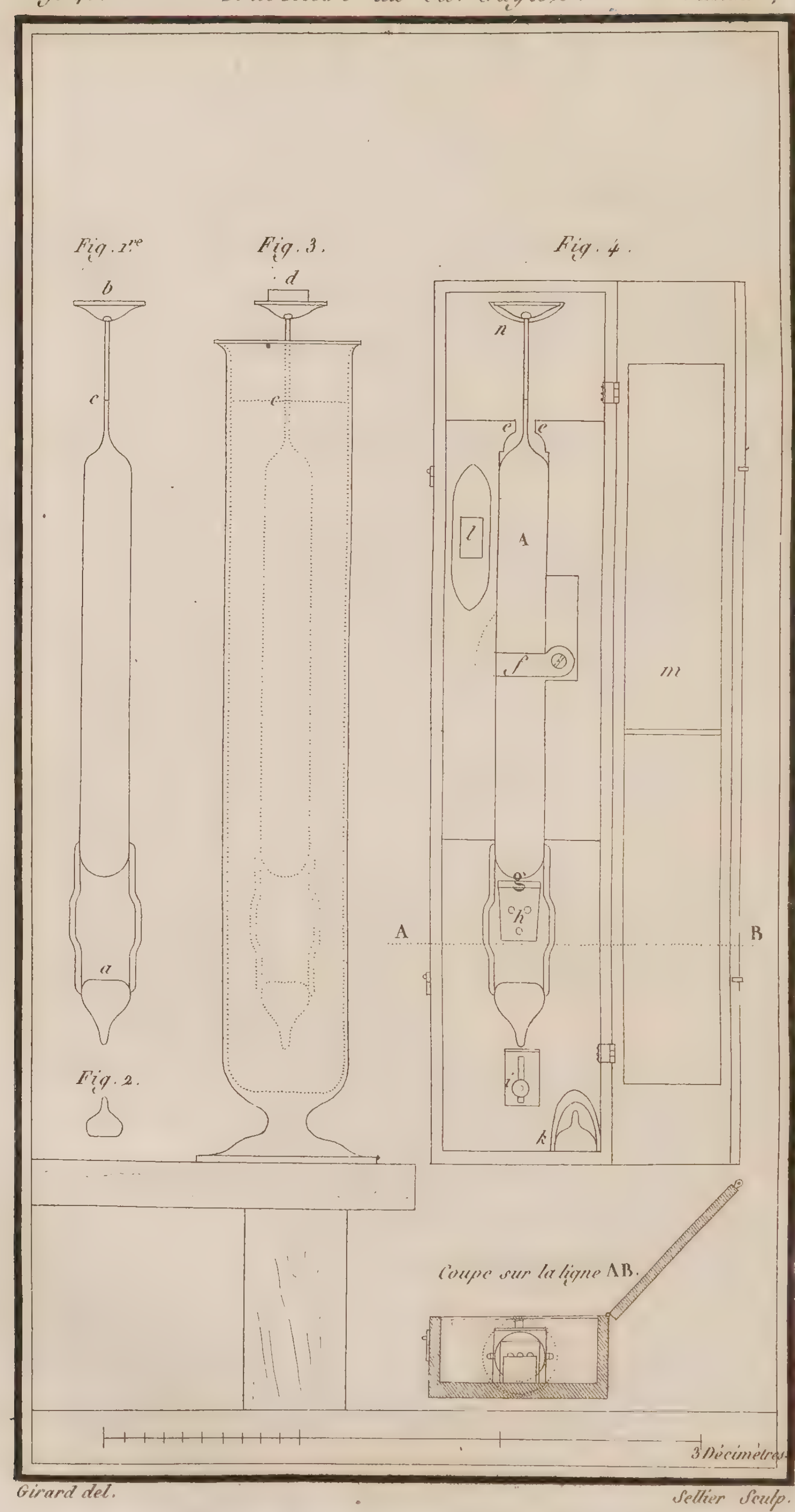
Donc, les pesanteurs spécifiques des corps égaux sont comme leur densité.

2°. Les pesanteurs spécifiques des corps qui sont du même poids, sont en raison réciproque de leurs volumes. Ainsi, les densités des deux corps du même poids sont en raison réciproque de leurs volumes.

3°. Les pesanteurs spécifiques de deux corps sont en raison composée de la raison directe de leurs masses et de la raison réciproque de leurs volumes.

4°. Un corps spécifiquement plus pesant qu'un fluide, perd dans ce fluide une portion de sa pesanteur égale à celle d'un pareil volume de fluide.

Supposons qu'un pouce cubique de plomb soit plongé dans l'eau, un pouce cubique d'eau sera, par ce moyen, chassé du lieu qu'il occupoit; mais le poids de cette eau



Girard del. *Sellier Sculp.*

étoit soutenu par la résistance de l'eau qui l'environnoit. Il faut donc qu'une partie du poids du cube de plomb soit soutenue par l'eau environnante, et que cette partie soit égale au poids de l'eau qui a été repoussée : par conséquent, la pesanteur du corps plongé doit être diminuée d'autant.

On peut faire le même raisonnement pour tout autre volume et toute autre substance.

On pèse les corps avec des instrumens auxquels on a donné différens noms; on les appelle pèse-liquides, pèse-solides, pèse-liqueurs, aréomètres. Voyez aussi les mémoires du cit. *Hassenfratz*, Annales de chimie sur l'aréométrie.

Celui de *Farenheit* est reconnu le plus fidèle : il a pour principe la comparaison des poids sous des volumes constans. *Nicolson* a donné, il y a quelques années, au pèse-liqueur de *Farenheit*, une forme qui l'a rendu propre à mesurer la densité des solides; mais ce pèse-liqueur n'a encore été exécuté qu'en métal : de cette manière, il ne peut servir ni pour les sels, ni pour les acides. Pour obvier à ces inconvéniens et à beaucoup d'autres, que le cit. *Guyton* a présentés dans un mémoire inséré, Annales de chimie, tome 21, ce chimiste a pensé qu'il étoit possible, en suivant les principes de *Farenheit*, en exécutant en verre l'instrument de *Nicolson*, et au moyen d'une légère addition, de le rendre d'un service plus général et plus commode, sans rien diminuer de sa précision : il a appelé cet instrument, *gravimètre*.

Cet instrument, exécuté tout en verre, est de forme cylindrique; c'est celle qui exige le moindre volume des liquides, et que l'on doit préférer par cette raison, dès

qu'on n'est pas obligé de s'en écarter pour obtenir la stabilité dans la ligne perpendiculaire.

Il porte, de même que celui de *Nicolson*, deux bassins, l'un supérieur à l'extrémité d'une tige mince, vers le milieu de laquelle est marqué le point fixe d'immersion; l'autre, inférieur, terminé en pointe, contenant le lest, et rattaché au cylindre par deux anses. La suspension mobile, ou à crochet, a l'inconvénient de raccourcir le levier qui doit assurer sa position.

Le cylindre a vingt-deux millimètres de diamètre, et vingt-un centimètres de longueur : il porte sur le bassin supérieur un poids additionnel constant de cinq grammes.

Le cit. *Guyton* ajoute une pièce qu'il appelle *plongeur*, parce qu'elle ne sert, en effet, que lorsqu'elle est placée sur le bassin inférieur, et par conséquent, plongée entièrement dans la liqueur. C'est une petite masse de verre solide, comme un bouchon de cristal, que l'on dégrossit d'abord sur la meule pour lui donner la forme convenable, que l'on diminue ensuite jusqu'à ce qu'étant placé dans le bassin inférieur du gravimètre, son immersion dans l'eau distillée, aux degrés de température et de pression déterminés, réponde exactement au point marqué sur la tige par l'enfoncement de l'instrument dans le même liquide, lorsqu'il est chargé de son poids additionnel.

Le plongeur exige quelque attention, pour mettre parfaitement d'accord l'enfoncement de l'instrument, soit qu'il porte le poids additionnel, soit que celui-ci soit remplacé par le plongeur; mais il y a, dit le cit. *Guyton*, une pratique sûre et exacte de tâtonnemens pour arriver à ce point.

Maintenant il est facile d'imaginer comment cet instrument s'adapte à tous les cas.

1°. Pour les solides, c'est le pèse-liqueur de *Nicolson*; il n'y a nulle différence. La seule condition est que le poids absolu du corps à éprouver, soit un peu au-dessous du poids additionnel constant : il est ici de cinq grammes.

2°. Pour les liquides d'une moindre pesanteur spécifique que l'eau, l'instrument additionnel pèse environ deux décagrammes, dans les dimensions précédemment indiquées (et il seroit facile de le tenir rigoureusement dans ces limites); on a donc la latitude d'un cinquième de légèreté, et par conséquent, le moyen de parcourir tous les intermédiaires, et d'arriver jusqu'à l'alcool le plus rectifié, que l'on sait être avec l'eau dans le rapport de huit à dix.

3°. Pour les liquides d'une plus grande pesanteur spécifique que l'eau, le poids additionnel se trouvant reporté vers le bas, au moyen du plongeur (qui est d'environ six grammes), l'instrument peut recevoir dans le bassin supérieur, plus de quatre fois le poids additionnel ordinaire, sans perdre l'équilibre de sa position, et indiquer ainsi le rapport de densité des acides de la plus haute concentration.

4°. Il a une autre propriété commune à celle de *Nicolson*, c'est de servir au besoin de balance, pour peser les corps dont la masse n'excède pas son poids additionnel.

5°. Enfin, la pureté de l'eau étant connue, il indique de même ses degrés de raréfaction et de condensation par le rapport de sa masse à son volume.

Je vais ajouter ici la formule que le cit. *Guyton* a placée

à la suite de son mémoire : on peut, à l'aide de cette formule, le gravimètre une fois bien réglé, parvenir, par un calcul très-simple, à trouver la pesanteur spécifique d'un corps quelconque, par le rapport de son volume avec celui de l'eau distillée à la température de 12 - 5 degrés du thermomètre décimal, et 757 - 7 millimètres de pression, n'ayant ni eau distillée, ni thermomètre, ni baromètre, et sans avoir besoin de correction.

Usage du Gravimètre.

Le gravimètre étant bien réglé,

Soit x la pesanteur spécifique cherchée;

b le poids additionnel nécessaire pour enfoncer au point marqué le gravimètre dans la liqueur inconnue;

c le poids qui, placé sur le bassin supérieur avec le corps, donne l'immersion au point marqué;

d le poids additionnel, le corps étant placé dans le bassin inférieur;

Π la pesanteur spécifique de l'eau distillée, à la température de 12-5 degrés du thermomètre décimal, à la pression de 757-7 millimètre $=1$;

Π' la pesanteur de l'eau dans laquelle on opère;

La formule suivante donne la solution du problème :

$$x = \frac{(b - c)\,\Pi'}{d - e}$$

On cherche donc d'abord la valeur de Π', qui est au-dessus de l'unité, quand l'eau employée est plus pesante que l'eau distillée Π, qui, dans le cas contraire, est fraction de l'unité.

P exprimant le poids du gravimètre, sans poids additionnel;

V le volume constant de la partie plongée;

a le poids additionnel constant, ou celui que donne l'immersion au point marqué dans l'eau distillée Π',

On a $P + a = V\Pi$, $V = \frac{P+a}{\Pi}$

D'autre part, *b* exprime le poids plus ou moins grand que *a*, qu'il faut lui substituer pour avoir la même immersion dans une autre liqueur que l'eau distillée Π;

On aura donc enfin $\Pi' = \frac{P+b}{V} = \frac{P+b}{P+a}$.

La valeur de Π' étant trouvée, tout est connu : il ne reste plus qu'à la porter dans la formule.

Explication des Figures.

Figure I. Gravimètre; *a*, bassin inférieur; *b*, bassin supérieur; *c*, point d'immersion marqué sur un fil de verre dans l'intérieur de la tige.

Fig. II. Pièce appelée plongeur, qui se place dans le bassin inférieur en *a*, lorsqu'on opère sur des liquides plus pesans que l'eau.

Fig. III. Gravimètre vu dans le bocal cylindrique rempli d'eau, et s'y enfonçant au point marqué *c*, au moyen du poids additionnel constant *d*.

Il importe de choisir un bocal d'une hauteur telle que l'instrument puisse se tenir suspendu au niveau du point marqué sur la tige, même un peu au-dessus, sans que la surface du bassin, puisse jamais descendre jusqu'à toucher l'eau.

Fig. IV. Le gravimètre vu dans son étui.

A. Partie cylindrique de l'instrument, logée dans une rainure de l'étui, arrêtée à la partie supérieure par les deux épaulemens *ee*, qui laissent un libre passage à la tige, fixée en son milieu par le loqueteau de laiton *f*, et pressée en bas par une pièce de liège *g*, qui s'appuie sur le tasseau fixe *h*.

i. Mentonnet à coulisse et vis de pression destinée à donner appui à la pièce de lest, dans le cas où le mouvement acquis par la masse de mercure qu'elle renferme, tendroit à rompre les anses; mais on n'a plus cet inconvénient à craindre, d'après la petite masse de verre que le cit. *Guyton* a substituée à la bulle de verre lestée par du mercure.

K. Le plongeur dans sa case séparée.

l. Le poids additionnel constant, renfermé dans une cavité pratiquée au massif de l'étui, et assez évasée pour qu'on puisse l'en retirer commodément.

m. Surface intérieure du couvercle de l'étui creusé en *n*, pour recevoir, sans frottement, la partie saillante du bassin supérieur; un papier collé sur le couvercle, indique le poids du gravimètre avec le plongeur et sans le plongeur, et les volumes d'eau qu'il déplace dans l'un et l'autre cas: ce qu'il est souvent nécessaire de connoître exactement.

De la Mesure des gaz.

Il n'en est pas de même de la mesure des gaz; on sait qu'ils ont des densités différentes: par exemple, le gaz hidrogène est le plus léger.

Le gazomètre de *Lavoisier* étant trop dispendieux et trop compliqué, ne peut être employé habituellement

dans les laboratoires, à la mesure des gaz; il s'en faut même beaucoup qu'il soit applicable à toutes les circonstances. Il faut, pour une multitude d'expériences courantes, des moyens plus simples : ceux dont on se sert aujourd'hui de préférence, sont :

1°. De peser les gaz par le moyen d'un ballon dont on connoît la capacité; d'abord, on fait le vide et on le pèse; on le remplit de gaz différens, et on le pèse plein de chacun d'eux : connoissant la capacité du ballon, on détermine aussitôt le poids d'un litre de l'air pesé. Soit $\frac{a}{b}$ la capacité du ballon, ou le nombre de litres qu'il contient; soit $P =$ le poids du ballon vide d'air, $p =$ celui du ballon plein d'air, le poids d'un litre d'air $= (p - P) \frac{b}{a}$.

L'air atmosphérique est composé de gaz oxigène, de gaz azote et d'un peu de gaz acide carbonique : connoissant la densité de chacun de ces gaz et leur proportion, il est facile de déterminer la densité moyenne du mélange. Soit $V =$ le volume du gaz oxigène, $P =$ la densité, $V' =$ le volume de l'azote, $P' =$ la densité, $V =$ le volume de l'acide carbonique, $p =$ sa densité; la densité moyenne est $\frac{PV + P'V' + pv}{P + P' + p}$.

L'expérience a fait voir que la densité de l'air atmosphérique étoit plus grande que la densité moyenne.

La plus légère différence thermométrique ou hydrométrique, au moment de la pesée du gaz, en apporte de considérable dans le poids.

2°. Quand on a, à la suite d'une expérience quelconque, faite à l'appareil pneumato-chimique, un résidu de gaz qui n'est absorbable ni par l'alcali ni par l'eau, qui est contenu dans le haut d'une cloche, et dont on veut connoître le vo

lume, on commence par marquer avec une grande exactitude, par le moyen de bandes de papier, la hauteur de l'eau ou du mercure. Il ne faut pas se contenter d'appliquer une seule marque d'un des côtés de la cloche, parce qu'il pourroit rester de l'incertitude sur le niveau du liquide : il en faut au moins trois ou même quatre en opposition les unes aux autres.

On doit ensuite, si c'est sur du mercure qu'on opère, faire passer sous la cloche de l'eau pour déplacer le mercure. Cette opération se fait facilement avec une bouteille qu'on emplit d'eau à rase : on en bouche l'orifice avec le doigt, on la renverse, et on engage son col sous la cloche; puis retournant la bouteille, on en fait sortir l'eau qui s'élève au-dessus de la colonne de mercure et qui la déplace. Lorsque tout le mercure est ainsi déplacé, on verse de l'eau sur la cuve, de manière que le mercure en soit couvert d'un pouce environ. On passe un vase très-plat, ou un carreau de verre sous la cloche, et on l'enlève pour la transporter sur une cuve à eau. Alors on transvase l'air dans une cloche qui a été graduée de la manière suivante, et on juge de la quantité de gaz par les graduations de la cloche.

A cette première manière de déterminer le volume du gaz, on peut en substituer une autre qu'il est bon d'employer comme moyen de vérification. L'air ou le gaz une fois transvasé, on retourne la cloche qui le contenoit, et on y verse de l'eau jusqu'à une marque déterminée ; on pèse cette eau, et de son poids on en conclud le volume, d'après cette donnée, qu'un pied cube ou 1728 pouces d'eau pèsent 70 livres (mesures anciennes).

Manière de graduer les cloches.

On prend une cloche de cristal un peu forte, longue et étroite; on l'emplit d'eau dans la cuve pneumato-chimique. On doit avoir une place déterminée qui serve constamment à ce genre d'opération, afin que le niveau de la tablette, sur laquelle on pose la cloche, soit toujours le même; on évite par-là presque la seule erreur dont ce genre d'opération soit susceptible.

D'un autre côté, on choisit une bouteille à gouleau étroit qui, pleine à rase, contienne juste 6 onces 3 gros 61 grains d'eau, ce qui répond à un volume de 10 pouces cubiques. Si on ne trouvoit pas de bouteille qui eût précisément cette capacité, on en prendroit une un peu plus grande, et on y couleroit un peu de cire fondue avec de la résine, pour en diminuer la capacité : cette bouteille sert d'étalon pour jauger la cloche, et voici comme on y procède.

On fait passer l'air contenu dans cette bouteille dans la cloche qu'on se propose de graduer, puis on fait une marque à la hauteur jusqu'à laquelle est descendue l'eau. On ajoute une seconde mesure d'air et on fait une nouvelle marque; on continue ainsi jusqu'à ce que toute l'eau de la cloche ait été déplacée. Il est important pendant le cours de cette opération, que la bouteille et la cloche soient maintenues constamment à la même température, et que cette température diffère peu de celle de l'eau de la cuve. On doit donc éviter d'appliquer les mains sur la cloche, ou au moins de les y tenir longtemps, pour ne la pas échauffer : si même on craignoit qu'elle ne l'eût été, il faudroit verser dessus de l'eau de la cuve pour la rafraî-

chir. La hauteur du baromètre et du thermomètre est indifférente pour cette opération, pourvu qu'elle ne varie pas pendant qu'elle dure.

Lorsque les marques ont été ainsi placées de 10 pouces en 10 pouces sur la cloche, on y trace une graduation avec un point de diamant emmanché dans une petite tige de fer.

On peut graduer de la même manière des tubes de cristal pour le mercure : on les divise alors de pouce en pouce et même de dixièmes de pouce en dixièmes de pouce. La bouteille qui sert de jauge doit contenir juste 8 onces 6 gros 25 grains de mercure ; c'est le poids équivalent à un pouce cubique.

§. VIII.

Méthode d'Analyse.

Il est impossible de présenter un mode unique d'analyse ; les circonstances, mais plus encore l'habitude des opérations, indiquent au chimiste les moyens qu'il peut employer. Les savantes analyses des *Bergman*, *Guyton*, *Fourcroy*, *Vauquelin*, *Deyeux*, etc. me serviront de guide ; j'y puiserai les règles que l'on doit suivre. Combien de faits intéressans se trouvent isolés ? Les présenter sous un seul point de vue, les réduire, pour ainsi dire, en principes, est le but que je me suis proposé. Par-là, j'évite à l'élève des recherches souvent longues et pénibles, et en lui traçant les premiers pas qu'il doit faire, il juge des difficultés par l'étendue des connoissances qu'il doit encore acquérir en se livrant à la pratique de la science.

On entend par analyse d'un corps, la séparation de ses molécules constituantes ; elle n'agit jamais que sur des substances hétérogènes.

La *première difficulté* qu'on éprouve en voulant analyser, consiste à ne pouvoir opérer une séparation immédiate ; on est nécessairement obligé, pour parvenir au résultat, de passer par une sur-composition.

Seconde difficulté. Il ne suffit pas de décomposer, il faut obtenir des produits distincts.

Troisième difficulté. Les produits de l'analyse étant, sous des formes différentes, soit précipités, volatilisés, ou sublimés, il faut des appareils appropriés à chacun d'eux; il faut de plus coercer le gaz au-dessus d'un liquide, mais quelques-uns le dissolvent dans l'eau, d'autres oxident le mercure, etc.; il faut donc varier les appareils de manière à pouvoir obtenir les résultats desirés.

Quatrième difficulté. Les masses exerçant une grande influence sur l'action chimique, il est essentiel de bien doser, car sans cela on parviendroit à un résultat contraire.

Je diviserai l'analyse, en analyse des liquides, et analyse des solides.

	EXEMPLES.
1°. Analyse des liquides.	Celle d'un vin frelaté.
	Celle d'une eau minérale.

Supposons qu'on ait ajouté à un vin l'une des substances suivantes; de l'eau, de l'eau-de-vie, du poiré, des matières colorantes, des alcalis, des terres et de l'oxide de plomb.

1°. Il est difficile de prononcer affirmativement sur la présence de l'eau dans le vin; cependant, comme l'eau que l'on emploie ordinairement contient du sulfate de chaux, on peut par la dissolution du nitrate de barite, obtenir un précipité qui n'a pas lieu lorsque le vin est naturel.

2°. Quand il n'y a qu'une quantité déterminée d'eau-de-vie dans le vin, on ne peut la reconnoître par la distilla-

tion ; car il y a des vins naturels plus spiritueux les uns que les autres, et en général les plus généreux sont aussi les plus spiritueux; cette quantité est donc très-variable, surtout quand on soumet le vin à la distillation; en outre la forme des vaisseaux, les divers degrés de calorique, etc. contribuent à favoriser ou à nuire à l'extraction de l'eau-de-vie.

3°. Le poiré. Lorsque par la dégustation on ne peut reconnoître la présence du poiré, il faut employer les moyens suivans.

Le vin mêlé avec du poiré, ayant toujours une densité plus marquée que celle du vin naturel, l'aréomètre peut être employé avec avantage.

On évapore ensuite au bain-marie, dans des capsules de verre, 3 à 4 kilogrammes du vin. Lorsque la liqueur a la consistance d'un sirop clair, on éteint le feu, on couvre les capsules avec un carton, et on laisse l'appareil tranquille, toujours plongé dans le bain, pendant vingt-quatre heures; on décante après le fluide, au fond duquel on trouve quelquefois des cristaux de tartrite acidule de potasse très-bien prononcés.

On délaye la liqueur décantée avec une petite quantité d'eau distillée, et en l'évaporant encore au bain-marie, on obtient de nouveaux cristaux.

Si on répète cette même opération une troisième fois, on parvient à séparer tout le tartrite acidule de potasse, et il ne reste plus qu'un sirop fort épais, ayant une saveur de poiré très-marquée.

Enfin, en évaporant ce sirop jusqu'à siccité, on aura une matière à demi-transparente, très-sucrée, qui, mise sur les charbons ardens, brûlera en se tuméfiant, et ré-

pandra une vapeur fort analogue à celle que produit le corps muqueux sucré, lorsqu'on le soumet à la même expérience.

Ces opérations faites, il faut s'occuper des expériences de comparaison.

Pour cela, on fait des mélanges de poiré et de vin naturel dans différentes proportions; on procède aussi sur du vin naturel, et en soumettant tous ces vins aux mêmes épreuves que celui qu'on soupçonne être altéré, on pourra, d'après la comparaison des résultats, se permettre de porter un jugement.

4°. Les matières colorantes. On colore les vins avec ceux de Languedoc et de Roussillon, lorsque les vins n'ont pas la couleur que l'on desire : quelquefois on emploie des matières colorantes végétales, telles que les baies de myrthile, les baies de sureau, celles du troëne, les bois de teintes, etc.

On ne connoît guères de procédés certains pour s'assurer de la présence des matières colorantes.

5°. L'addition de l'alcali n'étant faite que pour saturer l'acide développé, il en résulte que le vin doit contenir un acétite de potasse ou de soude, et un tartrite de potasse neutre, au lieu d'un tartrite acidule que l'on trouve ordinairement dans les vins.

Pour reconnoître la présence de la potasse, on doit faire évaporer le vin que l'on soupçonne en contenir; on continue l'évaporation jusqu'à siccité, et on traite le résidu par l'alcool. L'alcool dissout l'acétite de potasse, et le tartrite de potasse reste dans le résidu.

On fait ensuite évaporer l'alcool qui tient en dissolution l'acétite de potasse; on verse sur le résidu de l'acide

sulfurique; l'acide acéteux se volatilise, et on obtient un sulfate de potasse, que l'on peut amener sous forme cristalline régulière.

6°. Si le vin a été saturé avec une substance terreuse, on y verse goutte à goutte de la dissolution de carbonate de potasse : aussitôt il se forme un précipité. On peut suivre ensuite, pour les expériences qui restent à faire, celle indiquée pour le vin saturé avec de l'alcali.

7°. L'oxide de plomb demi-vitreux (litharge).

On peut reconnoître la présence de cet oxide par le sulfure de potasse arseniqué, le sulfure d'ammoniaque arseniqué : aussitôt le vin se trouble et prend une couleur noire assez foncée. Suivant le cit. *Deyeux*, on ne peut avoir confiance à cette expérience : ce chimiste préfère de faire évaporer jusqu'à siccité une certaine quantité de vin, de mettre le résidu dans un creuset conique, et faire chauffer légèrement; la matière se tuméfie beaucoup et reprend une saveur assez vive et piquante. Dès qu'on s'aperçoit qu'elle ne fume plus, on la rassemble par le moyen d'une spatule de fer, et on la fait tomber dans le fond du creuset. On couvre alors ce creuset, et on lui donne assez de feu pour le tenir rouge pendant un bon quart d'heure, et on le laisse refroidir dans le fourneau. Quand il est tout-à-fait froid, on le casse avec précaution, et l'on trouve au fond du creuset un culot métallique dont il est facile de reconnoître la nature.

On peut également employer, pour reconnoître la présence du plomb dans le vin, le moyen suivant :

On verse dans la liqueur une quantité suffisante d'hidrogène sulfuré; si elle contient du plomb, on obtient un précipité noir ; alors on filtre; on met la matière et le

filtre dans un creuset que l'on chauffe fortement. Le sulfure, par la calcination, se décompose, et le plomb reste à l'état métallique. Ce procédé est peut-être préférable à celui indiqué par le cit. *Deyeux*, surtout quand les vins ne contiennent qu'une très-petite quantité de plomb, parce qu'il seroit possible qu'en suivant le procédé de ce chimiste, on ne reconnût pas la présence d'une très-petite quantité de plomb, qui souvent se trouve disséminée dans la matière charbonneuse.

Analyse d'une Eau minérale.

L'art d'analyser les eaux est peut-être ce qu'il y a de plus difficile en chimie; souvent elles se trouvent composées de six, sept ou huit substances différentes mêlées et confondues, et dont il faut déterminer le caractère et la quantité. Parmi ces substances, il y en a de volatiles, d'autres qui se décomposent dans l'analyse; et quoiqu'on ait beaucoup d'acquis dans la science chimique, on a souvent besoin encore d'une étude particulière, pour ne pas se tromper dans bien des cas.

Bergman qui avoit senti ces difficultés, a traité cet objet tel qu'on devoit l'attendre de son génie. Sa dissertation est peut être un chef-d'œuvre dans ce genre, et ne sauroit être trop connue. La belle analyse des eaux d'Enghein, par le cit. *Fourcroy*, peut encore servir de modèle.

Sans rappeler ici toutes les découvertes particulières qui ont été faites par les modernes pour perfectionner l'analyse des eaux minérales, je prendrai les exemples que j'ai à donner sur cette matière dans les ouvrages des hommes célèbres que j'ai cités. Ces exemples réduits en

principes seront suffisans pour l'élève qui a besoin d'avoir des connoissances simples, exactes, en un mot, un mode général d'analyse.

Les substances qui sont tenues en dissolution, et qui sont unies d'une manière plus intime, soit entr'elles, soit avec l'eau, sont :

A. L'air atmosphérique : il existe dans la plupart des eaux, on l'en sépare par l'ébullition, et à l'aide de la machine pneumatique : elles le reprennent insensiblement dans l'atmosphère.

B. L'acide carbonique : cet acide se trouve aussi dans les eaux, mais en quantité bien différente. Il s'élève avec l'air sous le récipient de la machine pneumatique, et augmente en se dilatant le nombre des bulles ; il donne à l'eau une saveur fraîche et piquante.

C. Le gaz hidrogène : ce gaz s'élève quelquefois des eaux, cependant il n'y séjourne pas ; il vient du sol et s'étend à leur surface.

D. Les autres acides libres ne s'y rencontrent qu'accidentellement.

E. La potasse y est rarement, et presque toujours jointe à d'autres substances ; quelquefois engagée dans les acides sulfurique, ou muriatique, et souvent avec l'acide nitrique.

F. La soude y existe au contraire fréquemment, unie ou à l'acide carbonique, ou à l'acide sulfurique, ou à l'acide muriatique.

G. L'ammoniaque que les eaux tiennent quelquefois, leur a été fourni probablement par la décomposition des matieres végétales et animales.

H. La barite peut s'y trouver unie à l'acide muriatique.

I. La chaux s'y trouve fréquemment engagée avec les acides, ou carbonique, ou sulfurique, ou nitrique ou muriatique.

K. La magnésie n'y est pas aussi commune; on y trouve cependant quelquefois, ou le carbonate de magnésie, ou le sulfate de magnésie, ou le nitrate de magnésie, ou le muriate de magnésie.

L. Le sulfate d'alumine, ne s'y rencontre que rarement.

M. Le fer est de tous les métaux celui qu'on y découvre le plus ordinairement, quelquefois à l'état de carbonate, quelquefois en état de sulfate, et de muriate.

N. Le cuivre a été trouvé dans les eaux à l'état de sulfate.

O. L'arsenic y est très-rarement, et sous forme d'oxide.

Les eaux sont encore chargées quelquefois de la matière extractive des substances végétales et animales qu'elles rencontrent dans l'intérieur de la terre; de-là vient qu'elles sont sujètes à se corrompre, lorsqu'il y en a une certaine quantité.

On trouve aussi dans les eaux thermales, quelquefois même dans les eaux froides qui tiennent du carbonate de fer en dissolution, un fluide élastique qui se volatilise avec facilité, c'est du gaz hidrogène sulfuré.

D'après *Bergman*, il y a deux manières d'analyser les eaux, par les réactifs, et par l'évaporation, ou distillation; mais en général on doit procéder à la fois suivant les deux méthodes.

Il faut encore que la Synthèse confirme l'analye, pour qu'il ne reste aucune incertitude.

D'abord il faut décrire les propriétés physiques de l'eau qu'on analyse.

1°. La vue distingue plusieurs de ces qualités. L'eau peut être limpide, ou d'une couleur obscure, tirant au rouge ou au jaune, ou bleue, ou verte.

2°. Son odeur.

3°. Saveur piquante, amère, austère, styptique, salée, alcaline, enfin métallique.

4°. On ne doit pas négliger d'en prendre la pesanteur spécifique.

5°. Il faut s'assurer de leur température; examiner si elle est la même à la source pendant toute l'année, ou si, au contraire elle suit les variations de l'atmosphère; si elle gèle l'hiver; si les eaux chaudes ne forment pas de dépôt en se refroidissant; si après ce refroidissement leur odeur et leur saveur ne sont pas diminuées ou même entièrement détruites.

6°. On ne doit pas négliger les considérations prises des lieux, telles que la situation; tant par rapport à la géographie naturelle qu'à la géographie politique, le caractère et l'élévation du sol dans les environs. On observera si la quantité d'eau est constante toute l'année; si elle varie suivant les sécheresses et les pluies; si elle est stagnante; si son cours est lent ou rapide, etc. Si ces eaux déposent dans leurs lits des sels, des terres, un oxide de cuivre, ou de fer; s'il n'y a pas quelque efflorescence saline dans le voisinage; s'il ne se sublime pas du soufre aux voûtes et dans les canaux; si elles sortent de terre tranquillement, ou avec une sorte d'ébullition, etc.

Enfin, il est bon de savoir s'il croît des végétaux dans la fontaine même; quels y sont, et s'il y a quelques animaux.

Des propriétes physiques on passe à l'action des réactifs. Voyez l'article *Réactifs* ,§. V , page 25.

Moyen de reconnoître dans les eaux les Substances volatiles.

On prend une quantité déterminée d'eau qu'on veut analyser, on la met dans une cornue de verre, on y adapte un ballon muni d'un tube recourbé qui va plonger sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique, soit à l'eau, soit au mercure, mais de préférence au mercure; on pose la cornue sur un bain de sable. Tout étant ainsi disposé, on allume le feu, qui doit être continué jusqu'à l'ébullition.

Le calorique qui pénètre, dégage une quantité de bulles, qui augmentent à mesure que la liqueur s'échauffe, elles traversent le mercure, et se rassemblent au haut du vase. On continue l'ébullition jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de bulles.

L'opération achevée, on marque sur le vase le point où se trouve la surface du mercure, afin de prendre la mesure cubique de l'espace qui paroît vide.

Le fluide élastique ainsi obtenu, est ordinairement composé en partie d'air atmosphérique, et en partie d'acide carbonique; pour s'en assurer et en déterminer les quantités, voici comme on doit opérer.

On transporte avec précaution la cloche qui contient le fluide dans un vase rempli d'eau de chaux, on le débouche quand il y est plongé, et on agite la masse entière du fluide aériforme, avec l'eau de chaux qui y est entrée. L'eau de chaux s'empare de l'acide carbonique, et il ne reste que l'air atmosphérique dont on fait la déduction

sur le volume total, et on a la quantité précise d'acide carbonique.

On peut aussi déterminer la quantité d'acide carbonique par son poids. A cet effet, on met dans un grand flacon un ou deux kilogrammes de l'eau chargée d'acide carbonique; on le bouche, après y avoir versé de l'eau de chaux par excès. Quand tout le précipité est formé, on sépare la liqueur avec un syphon, ou on filtre sans le contact de l'air; on édulcore; on sèche le précipité, et on juge du poids de l'acide carbonique par celui du carbonate calcaire obtenu.

Pour distinguer l'acide carbonique libre de celui qui peut être engagé dans une base, on répète la même opération sur de l'eau privée d'air atmosphérique par l'ébullition. D'après le calcul, on sait que le carbonate calcaire contient acide carbonique 34, chaux 55, eau 11.

Il s'élève aussi, pendant la distillation, d'autres fluides élastiques; souvent on trouve de l'azote, du gaz hidrogène sulfuré, etc. Dans ce cas, il faut 1°. s'assurer de la présence de l'azote par les couleurs bleues végétales et par l'eau de chaux, qui n'éprouvent aucun changement si le gaz azote est pur; 2°. on décompose le gaz hidrogène sulfuré par le calorique; alors, le soufre se dépose sur les parois de la cloche, et le gaz hidrogène brûle.

L'eau qui se condense dans le récipient, absorbe aussi de ce gaz; souvent elle est trouble, fétide, recouverte d'une pellicule sulfureuse et précipitant en noir les dissolutions métalliques.

De l'Évaporation des eaux.

Quand on a beaucoup d'eau à évaporer, on peut se

servir

servir de bains-marie d'étain, plongés dans des cucurbites de cuivre étamé, et l'on entretient l'eau constamment bouillante. Lorsque l'évaporation est avancée, on doit faire usage de capsules de verre ou de porcelaine : il faut aussi avoir attention de couvrir les vases d'une double gaze, attendu que la poussière répandue dans l'atmosphère, les petits flocons de cendre élevés du fourneau, peuvent faire craindre que le résidu ne soit pas pur.

A mesure que l'eau s'évapore, les matières fixes se rapprochent au point qu'enfin elle ne peut plus les retenir toutes. Ces matières se précipitent donc successivement : d'abord celles qui sont plus difficilement solubles, ensuite celles qui exigent le moins d'eau pour leur dissolution.

L'évaporation modérée est celle qui convient le mieux; une forte ébullition emporte toujours quelque chose, et peut même quelquefois opérer des décompositions.

Il se présente alors divers phénomènes, suivant la nature des substances dont l'eau est chargée. S'il y a du carbonate de chaux et du carbonate de fer, dès que la chaleur passe 64 ou 72 degrés du thermomètre de Réaumur, ils perdent de l'acide carbonique qui les rendoit solubles; ils forment donc une pellicule à la surface où le dissolvant manque d'abord; cette pellicule étant rompue par le mouvement, gagne le fond et s'y dépose tranquillement. Cela vient de ce que la chaux et le fer, quoiqu'indissolubles dans l'eau, lorsqu'ils sont seulement saturés d'acide carbonique, se dissolvent cependant dans une eau abondamment chargée de cet acide; mais cette quantité surabondante ne leur adhère que foiblement et se dissipe pendant l'évaporation.

S'il y a du carbonate de magnésie, elle ne se sépare pas toute à-la-fois, mais pendant tout le cours de l'opération jusqu'à l'évaporation à siccité.

Le carbonate de chaux se précipite quand la chaleur approche du degré de l'ébullition, parce que l'eau raréfiée ne peut plus le soutenir.

Le sulfate de chaux se dépose avant tous les autres sels, mais longtemps après le carbonate de chaux et le carbonate de fer.

Il ne faut pas croire cependant que l'on puisse recueillir séparément les diverses substances à mesure qu'elles se présentent : ce moyen d'analyse n'est pas bon. Outre l'embarras causé par les filtrations répétées, il se perd toujours quelque chose sur les filtres. Je crois que l'évaporation jusqu'à siccité est préférable.

Arrivé à ce point, on ramasse exactement le résidu, et on le pèse; souvent le poids de tout ce que l'eau contenoit, ne peut être bien déterminé que par la somme des poids des diverses substances; car la dessiccation inégale les prive plus ou moins de l'eau de cristallisation. Toutes celles qui peuvent être réduites en cristaux, ne doivent être pesées que dans cet état, parce que c'est ainsi qu'elles existent dans l'eau.

Examen du Résidu non soluble dans l'eau.

On met dans un matras tout le résidu bien desséché; on y ajoute de l'alcool; on l'agite fortement après l'avoir bouché; on laisse reposer quelques heures, et l'on filtre.

On verse sur le résidu huit fois son poids d'eau distillée froide; on agite le mélange, et on filtre après quelques heures de repos.

Enfin, on fait bouillir le résidu pendant un quart-d'heure, dans une quantité d'eau distillée, qui excède quatre à cinq cents fois son poids, et on sépare la liqueur par la filtration.

Après avoir enlevé tous les sels solubles dans l'alcool et dans l'eau, on verse sur le résidu, qui souvent est un mélange de trois ou de plusieurs matières différentes, soit de l'acide acéteux, qui dissout la chaux et le carbonate de magnésie, soit de l'acide muriatique, qui s'empare de même des substances terreuses, et qui laisse le sulfate de chaux.

Si on fait évaporer ensuite la liqueur jusqu'à siccité, et que l'on dissolve la masse restante dans de l'eau distillée froide, on peut, en ajoutant de l'ammoniaque, obtenir un précipité de magnésie, s'il y en a dans l'eau; et, par le carbonate de potasse neutre, on obtient le carbonate de chaux.

Il est nécessaire d'observer ici que l'acide carbonique fourni par la potasse, et qui s'est reporté sur la chaux séparée de l'acide muriatique, remplace celui que cet acide a pu faire dégager du carbonate calcaire, et qu'il doit être évalué dans la quantité de ce sel contenu dans le résidu.

D'après cette opération, il reste encore un résidu; on le fait bouillir dans à-peu-près six cents fois son poids d'eau, et après l'avoir filtrée, on l'examine par tous les réactifs, et spécialement par les liqueurs alcalines, l'acide oxalique, le muriate de barite, les nitrates de mercure et d'argent, moyens qui peuvent indiquer la présence du sulfate de chaux.

Ce qui n'a pas été attaqué par l'acide acéteux et par

l'acide muriatique, est de la silice, que l'on peut éprouver par le chalumeau : cette substance a la propriété d'occasionner une effervescence lorsqu'on la fond avec le carbonate de soude, et de former un verre avec lui.

S'il y a du fer en dissolution dans la liqueur, on peut constater sa présence par un prussiate, soit de chaux, soit de potasse.

Il peut aussi arriver que les eaux tiennent en dissolution du carbonate de barite (ce qui est très-rare); alors on ajoute un peu d'acide sulfurique, qui forme un sel indissoluble, sulfate de barite.

Examen du Résidu soluble dans l'eau.

La dissolution que l'on obtient par l'alcool, peut contenir de la chaux, du muriate de magnésie, du nitrate de chaux, du nitrate de magnésie, du muriate de magnésie, du muriate de barite, etc. Pour les reconnoître, on évapore jusqu'à siccité; on verse sur le résidu de l'acide sulfurique affoibli, qui peut convertir le tout en sulfate de chaux, ou qui forme un sulfate de magnésie que l'on reconnoît par son amertume et par sa forme cristalline; ou bien, si la base est un mélange de deux terres, il y a une partie de sulfate de chaux et une partie de sulfate de magnésie.

Pour connoître le poids du sel soluble, il faut dissoudre séparément le sulfate de chaux et le sulfate de magnésie, les précipiter par le carbonate de potasse, et peser ce précipité, après l'avoir lavé et séché.

L'alcool est quelquefois chargé d'un peu de sulfate de fer : alors on le sépare de la dissolution par un prussiate;

il faut avoir soin de l'étendre d'une suffisante quantité d'eau : la liqueur passe ordinairement du brun au rouge.

Quant à la dissolution par l'eau froide, il faut d'abord essayer de la faire cristalliser à une évaporation douce, ce qui réussit très-bien, quand on a séparé les sels déliquescens. Il faut en excepter le muriate de soude, qui se dissout assez facilement dans l'eau froide et dans l'eau chaude, et dont la cristallisation exige une évaporation continue : tous les autres sels prennent facilement des formes régulières.

A mesure qu'il se forme des cristaux, on les fait dessécher sur le papier : alors on examine la figure, la saveur et toutes les autres propriétés qui peuvent indiquer leurs caractères.

S'il s'agit de déterminer, par exemple, si un sel est alcalin, on en juge aisément par sa saveur, par son effervescence avec les acides, et par l'effet des différens réactifs, tels que le papier teint avec le cucurma, avec le tournesol, etc. Si on combine cet alcali avec l'acide acéteux, on voit si c'est de la soude ou de la potasse, en ce qu'il forme avec l'un un sel non déliquescent, et avec l'autre, un sel qui a la propriété de se résoudre en liqueur, lorsqu'il est exposé à l'air.

Si c'est un sel qui ne donne aucun signe d'acidité ni d'alcalinité, et que sa dissolution ne soit troublée par aucun alcali, il faut alors chercher à connoître quel est leur acide et chercher quelle est leur base. L'acide sulfurique se découvre par le muriate de barite, et par l'acétite de plomb. L'addition de l'acide sulfurique concentré dégage du gaz nitreux, et le fait connoître par son odeur et par les vapeurs rouges. L'acide muriatique est de même rendu libre par

l'acide nitrique : au reste, l'acide nitrique se reconnoît encore par la propriété qu'ont les nitrates de fuser sur les charbons, et l'acide muriatique par le nitrate d'argent.

Quant aux bases, on peut séparer la potasse par la barite, ou au moyen des doubles affinités. La soude est déplacée par la potasse, ce que l'on reconnoît par la cristallisation. L'ammoniaque est rendu libre par les deux autres alcalis, et on le reconnoît aisément à son odeur.

Si les eaux contiennent du sulfate de soude et du sulfate de magnésie, on les reconnoît à la forme des cristaux.

Le muriate de potasse et de soude donne des cristaux cubiques qui décrépitent au feu : on peut les distinguer aisément en versant dans la dissolution bien saturée, de l'acide tartareux ; on obtient un tartrite de potasse, ce qui n'arrive pas au muriate de soude, parce que la soude se comporte différemment avec l'acide tartareux.

Si l'addition du carbonate de potasse a fait reconnoître par la précipitation, que la base étoit terreuse, on en détermine ainsi les espèces. La barite forme avec l'acide sulfurique, le sulfate de barite ; la chaux, avec le même acide, le sulfate de chaux ; la magnésie, le sulfate de magnésie ; et l'alumine, le sulfate d'alumine.

S'il y a quelque métal, on s'en aperçoit communément à la couleur.

Le cuivre se précipite avec son brillant métallique, sur le fer que l'on plonge dans la dissolution du sel, ou seulement que l'on frotte avec ce sel humecté : il se reconnoît encore à sa couleur bleue par l'ammoniaque et par un prussiate.

Le fer se distingue à sa couleur tirant au vert ou au jaune, suivant qu'il est plus ou moins oxidé ; à la sa-

veur, par la teinture de noix de galle et par les prussiates.

Le zinc forme avec l'acide sulfurique le sulfate de zinc, est précipité à l'état d'oxide par les alcalis.

Le manganèse donne aussi un sulfate, est toujours noir au dernier terme d'oxidation. S'il est dans les eaux à l'état de carbonate, on calcine d'abord fortement le résidu; ensuite on verse dessus de l'acide nitrique foible, auquel on ajoute un peu de sucre, et une heure après, on sépare la liqueur par le filtre. La potasse versée dans cette liqueur, y occasionne un précipité blanc qui noircit au feu.

La soude libre ne se sépare qu'imparfaitement du muriate de soude. On peut cependant y parvenir par l'addition d'une suffisante quantité d'acide acéteux ; et, après avoir fait de nouveau cristalliser toute la masse, on peut obtenir l'acétite formé par l'alcool : il faut avoir soin de ne pas brûler le sel, et conduire l'évaporation à un feu très-doux. L'alcool ne touche point au muriate de soude, lors même qu'il est mêlé à l'acétite. En distillant l'alcool, et calcinant le résidu pour décomposer l'acétite, on retrouve spécifiquement et sans mélange la soude qui existoit dans la première masse saline ; les quantités se vérifient donc ici par soustraction et par addition, et sur la chose même.

On sépare le sulfate d'alumine et le sulfate de magnésie par le moyen du carbonate de chaux : la chaux décomposeroit à-la-fois les deux sels; mais le carbonate de chaux précipite l'alumine du sulfate, et n'a aucune action sur le sulfate de magnésie.

L'Analyse doit être confirmée par la synthèse.

Lorsque, par les procédés qui viennent d'être décrits, on a déterminé le caractère de chacune des matières contenues dans une eau, il ne reste plus, pour en assurer l'analyse, qu'à remêler à de l'eau pure, dans une juste proportion, toutes les substances que l'on y a trouvées. Si cette eau composée donne à l'examen les mêmes résultats, c'est une preuve décisive de l'exactitude de l'opération.

2°. *Exemple d'Analyse des solides.*

Cet article est extrait d'un travail du cit. *Vauquelin*, imprimé dans les *Annales de chimie.* La manière dont ce savant a traité cet objet, le rend indispensable à tous ceux qui veulent avoir des connoissances exactes dans l'art de l'analyse.

On sait que les corps agissent avec d'autant plus d'énergie les uns sur les autres, que leurs parties sont plus divisées; et si cette disposition est nécessaire dans presque tous les cas pour opérer des combinaisons chimiques, elle devient indispensable dans celui-ci, où l'on a souvent affaire à des corps qui réunissent, à une dureté considérable, une résistance très-forte à l'action des menstrues. La pulvérisation est donc le premier travail qui doit accompagner l'artiste, et quoique mécanique, il exige des précautions assez grandes.

Quoiqu'une pierre soit très-dure, cependant elle seroit rayée par plusieurs substances, si, avant de les broyer, on ne leur faisoit éprouver un commencement de division. Pour cela on les fait rougir très-fortement, dans un

creuset, et on les projette blanches de feu dans l'eau froide; cette alternative subite les étonne et les éclate dans tous les sens. Si, par cette première opération, elles ne sont pas divisées en fragmens assez petits, on les remet, encore humides, dans le creuset bien rouge; et ainsi, par des passages successifs du chaud au froid, et *vice versâ*, on parvient à les atténuer suffisamment pour être ensuite soumises à la pulvérisation; pour ne pas rayer trop fortement le mortier de silex, on commence par concasser les fragmens obtenus par l'opération précédente, dans un mortier d'acier trempé et poli, dont la concavité presque cylindrique doit être remplie par le pilon, afin qu'il ne puisse rien s'échapper. On broye ensuite grossièrement la matière dans le mortier de silex, en ayant soin de le recouvrir d'une feuille de papier percée au milieu pour le passage du pilon, et de se placer sur une autre feuille de papier, pour que, s'il sautoit quelques parties de la matière, elles ne fussent pas perdues. Lorsqu'on a ainsi pulvérisé grossièrement le corps qu'on veut analyser, on prend une quantité exactement pesée (5 grammes, par exemple), dont on achève la pulvérisation par petites parties qui ne doivent pas excéder un demi-gramme. Cette manière de pulvériser est plus prompte et plus exacte que si l'on opéroit sur de plus grandes quantités, parce que les parties de la matière se trouvent immédiatement entre le mortier et le pilon, et ne peuvent échapper à leur action, en glissant les unes sur les autres, comme dans le cas contraire.

On reconnoit que la pulvérisation est à son *maximum*, lorsque la matière est douce au doigt, qu'elle se pelote, et fait, en quelque sorte, pâte sous le pilon.

Cette opération achevée, on pèse la poussière, pour savoir si elle a augmenté de poids, comme cela arrive presque toujours.

L'accroissement de poids avertit suffisamment de la nécessité de connoître, par une analyse préliminaire, la nature de son mortier, pour pouvoir distinguer ses principes et leurs proportions de ceux de la pierre. On emploie aussi avec avantage, pour la division des pierres, l'eau qui, en soutenant suspendue pendant quelque temps les parties les plus fines, laisse précipiter celles qui sont grossières, et permet par-là de les soumettre de nouveau à la pulvérisation.

Les vases dans lesquels on expose les pierres à l'action des menstrues, méritent aussi quelques considérations importantes; car, il est évident que s'ils étoient attaqués en même temps que le corps à analyser, les résultats de l'opération se compliqueroient de manière qu'il seroit souvent impossible de démêler ce qui appartiendroit à chacun d'eux; de-là il suit qu'il ne faut pas employer des creusets de terre pour traiter les pierres par les alcalis ni les acides.

Un creuset d'argent fin, forgé, muni de son couvercle et d'une spatule de la même matière, peut servir au traitement des pierres dures par la potasse caustique; mais il exige beaucoup de ménagement dans l'administration de la chaleur qui le fonderoit indubitablement, si elle étoit poussée à un trop haut degré. Un creuset de platine réunit toutes les qualités desirables pour cet effet; il résiste à-la-fois à la force du feu, et à l'action des réactifs qu'on a coutume d'employer pour ces sortes d'analyses. Sa contenance doit être d'environ 15 centilitres, son

épaisseur, d'un millimètre dans son contour, et de deux à son fond, et ayant un couvercle de la même matière, auquel on fixe trois petites pointes pour l'empêcher de glisser de dessus le creuset; il est utile aussi d'avoir une spatule de platine, d'un décimètre de long, pour remuer les matières en fusion.

Quant aux autres instrumens qui servent aux dissolutions, évaporations, dessiccations, précipitations, etc., ils doivent être de verre ou de porcelaine. Ces derniers ont sur les autres l'avantage de pouvoir supporter un plus haut degré de chaleur sans se briser, et d'être conséquemment plus économiques. Les capsules de porcelaine dont on se sert, sont des sections de sphères, vernies en dedans et en dehors, à l'exception du fond qui a le contact le plus immédiat de la chaleur.

Le papier qu'on emploie pour filtrer les liqueurs et recueillir les matières qui y sont suspendues doit être très-fin et sans colle, tel est celui que l'on connoît sous le nom de *papier-joseph*; sa surface lisse et polie permet de ramasser plus facilement les matières qui y sont répandues, et ne contient presque rien d'étranger à la matière végétale.

Un filtre de ce papier, de huit centimètres de diamètre, inciné dans un creuset d'argent, n'a laissé pour résidu qu'environ douze milligrammes de matière siliceuse; ce qui fait tout au plus les neuf millièmes de son poids, car un filtre de cette dimension pèse ordinairement un gramme et un quart.

Les agens qui servent à l'analyse des pierres, ne demandent pas moins de soin; on conçoit que c'est effectivement de leur pureté parfaite que dépend toute l'exac-

titude des opérations: ceux qu'on emploie le plus communément sont les alcalis, les acides sulfurique, nitrique et muriatique, et quelques sels. *Voyez* ces articles pour leurs préparations et la manière de les purifier.

Il est encore quelques autres réactifs dont on peut avoir besoin dans plusieurs circonstances de l'analyse des pierres, telles sont l'hidrogène sulfuré en dissolution dans l'eau, et l'hidro-sulfure de potasse.

Du nombre et des propriétés distinctives des terres qui peuvent entrer dans la composition des pierres naturelles.

Jusqu'ici la chimie a distingué huit espèces de terre différentes par leurs propriétés, et qu'on regarde comme simples, parce qu'on n'a pu encore, par aucun moyen connu, les résoudre en élémens plus simples, ni les convertir les unes dans les autres.

Ces terres sont la silice, l'alumine, la zircone, la glucine, la magnésie, la chaux, la strontiane et la barite.

1°. La silice se dissout dans les alcalis caustiques, à l'aide de la chaleur surtout, d'où elle est précipitée par les acides, dont un excès la redissout. La dissolution de cette terre dans les acides, se prend en gelée par l'évaporation; et lorsqu'elle a été desséchée, elle devient insoluble dans ces menstrues, ce qui fournit un bon moyen de la séparer des autres terres : dans cet état elle est blanche, grenue, sèche au toucher et parfaitement insipide.

2°. L'alumine se dissout également dans les alcalis fixes et dans les acides, dont elle ne se sépare point, comme la silice, par l'évaporation; elle retient l'eau avec force,

et ses parties s'agglutinent et se rapprochent par la chaleur ; dans cet état elle est blanche, demi-transparente, sonore et happant à la langue. La combinaison de l'alumine avec l'acide sulfurique donne, par l'addition de quelques gouttes de sulfate de potasse, des cristaux octaèdres d'alun.

3°. La zircone n'est point attaquée par les alcalis caustiques, mais les acides la dissolvent lorsqu'elle est très-divisée, et non quand elle a été fortement calcinée. Elle forme, avec l'acide sulfurique, un sel insoluble ; elle adhère foiblement à tous les autres acides qu'elle abandonne à un degré de chaleur très-modéré ; enfin, étant très-divisée, elle se dissout dans les carbonates alcalins complètement saturés d'acide carbonique.

Lorsqu'elle est pure et qu'elle contient encore de l'eau, elle a une légère couleur jaune de paille, une demi-transparence, une cassure vitreuse comme celle de la gomme arabique; mais quand elle a été calcinée dans un creuset, elle est blanche, opaque, rude au toucher, et ne se dissout plus que très-difficilement dans les acides.

4°. La glucine se dissout, comme l'alumine dans les alcalis et les acides, mais elle se dissout de plus dans le carbonate d'ammoniaque, et ne fournit point d'alun avec l'acide sulfurique et la potasse. Les sels qu'elle forme avec les acides sont très-sucrés. Lorsqu'elle est sèche, elle est d'un beau blanc, très-légère, douce au toucher, et sans saveur ; ses parties ne s'agglutinent pas par la chaleur comme celles de l'alumine.

5°. La magnésie s'unit à tous les acides, et forme avec eux des sels très-solubles et amers. Elle n'est point précipitée de ses dissolutions par le carbonate de potasse com-

plètement saturé d'acide carbonique, et l'ammoniaque ne la précipite qu'en partie. Elle n'est point du tout dissoluble dans les alcalis caustiques, et elle a beaucoup d'affinité avec l'alumine. Quand elle est pure, elle a une couleur blanche, une grande légéreté, point de saveur ni de dissolubilité dans l'eau.

6°. La chaux se combine aux acides avec lesquels elle forme des sels tantôt solubles, tantôt insolubles; elle ne se dissout point dans les alcalis, elle se dissout dans l'eau: sa dissolution est troublée par l'acide carbonique, et nullement par l'acide sulfurique. Elle n'est point précipitée de ses dissolutions par l'ammoniaque, et elle précipite toutes celles qui précèdent. Dans son état de pureté, elle a une saveur âcre et caustique, s'échauffe avec l'eau, et sa dissolution dans ce fluide, ne cristallise point.

7°. La strontiane se combine aisément aux acides, et forme, avec l'acide sulfurique, un sel peu soluble; elle se dissout très-abondamment dans l'eau chaude, et sa dissolution cristallise, par le refroidissement, en très-beaux cristaux qui se groupent à peu près comme ceux du sel ammoniac: le sulfate de chaux produit un précipité dans sa dissolution. Sa combinaison avec l'acide muriatique, dissoute dans l'alcool, brûle avec une flamme purpurine: cette terre a une saveur très-âcre, et s'échauffe fortement avec l'eau.

8°. La barite a beaucoup de propriétés communes avec la strontiane, dont on ne peut facilement la distinguer que parce qu'elle est plus soluble dans l'eau froide et que sa combinaison avec l'acide muriatique n'est que peu soluble dans l'alcool, à la flamme duquel il ne communique point de couleur purpurine; car du reste elle cristallise

par le refroidissement de sa dissolution; elle a une saveur âcre, s'échauffe avec l'eau, forme un sel insoluble avec l'acide sulfurique, et décompose les sulfates et carbonates alcalins, comme la strontiane, seulement avec des phénomènes qui diffèrent par des nuances imperceptibles pour ceux qui n'ont pas une grande habitude dans les travaux chimiques.

De l'Analyse proprement dite.

Lorsque les instrumens et les matières nécessaires à l'analyse des pierres ont été préparés comme il convient, on commence le travail; mais avant d'entrer dans les détails qu'il exige, il est à propos de parler du nombre des terres qu'on a trouvées dans la composition d'une seule pierre, et de celles qui se rencontrent le plus souvent ensemble.

Quoiqu'on ne puisse pas nier, à la rigueur, que toutes les terres peuvent entrer dans la composition d'une seule pierre, l'on peut au moins soupçonner, d'après ce que l'on connoît déjà, que si le cas est possible, il doit être très-rare; il est vraisemblable que s'il avoit lieu quelquefois, on en auroit trouvé des exemples dans le nombre considérable de fossiles soumis jusqu'ici à l'essai.

Le cas le plus compliqué qu'on ait encore observé dans une véritable combinaison terreuse, c'est celui où il y a quatre terres, auxquelles sont souvent joints un ou plusieurs oxides métalliques, qui n'y paroissent que mélangés et accidentels.

Celles de ces terres, le plus communément réunies ensemble, sont la silice, l'alumine, la chaux et la magnésie; et presque partout où il y a de l'alumine, se trouve en

même temps quelque oxide métallique. La silice et l'alumine se trouvent quelquefois pures et isolées dans la nature; elles sont réunies dans les topazes; la silice est unie à la magnésie dans le péridot; l'alumine est combinée à la même terre dans le rubis; la silice, l'alumine et la chaux entrent dans la composition du grenat; à ces trois terres se joint la magnésie dans le pechstein de Mésnilmontant, le talc, etc.; la glucine se trouve associée à la silice, l'alumine et à la chaux dans l'émeraude et le béril; la zircone compose, avec la silice, le jargon et les hyacinthes du Ceylan.

La barite et la strontiane n'ont pas encore été trouvées dans aucune combinaison terreuse, et, quoiqu'elles y aient été annoncées par plusieurs chimistes, on peut se permettre d'en douter.

Si toutes les terres ne se sont pas encore offertes jusqu'à présent dans une seule combinaison, il faut en conclure qu'elles ne se sont pas rencontrées ensemble dans les proportions et conditions convenables; ou, ce qui est plus vraisemblable, qu'il s'établit entr'elles plusieurs sommes d'affinités, qui déterminent des combinaisons particulières, et qui s'opposent à une combinaison générale.

C'est pour cette raison que le cit. *Vauquelin* s'est abstenu de donner une méthode qui auroit pour but de séparer toutes les terres supposées unies dans une seule substance: car, en même temps qu'elle seroit difficile et encore peu certaine, elle seroit inutile pour le temps où nous sommes. Il s'est donc borné seulement au plus grand nombre de combinaisons connues, en commençant par les plus simples.

Il y a souvent avec les terres, dans la composition des

fossiles terreux, des oxides métalliques qui leur communiquent leurs couleurs; ceux qu'on y rencontre le plus communément, sont l'oxide de fer, de manganèse, de chrome, de nickel et de cuivre, auxquels il faut avoir égard pour les moyens analytiques à employer.

De la Fusion des pierres par la potasse.

A. Les pierres dont le rapprochement ou la nature des parties s'oppose à l'action des acides, sont traitées ordinairement par les alcalis caustiques. Pour cela, on prend communément cinq grammes un tiers, ou cent grains de la pierre subtilement broyée, et on la fait rougir dans un creuset de platine ou d'argent, avec seize grammes de potasse caustique, en ayant soin d'ajouter un peu d'eau, pour que la potasse, en se dissolvant aux premiers degrés de chaleur, pénètre facilement et également toutes les parties de la pierre, et qu'aucune n'échappe à son action; mais, dans ce cas, il faut chauffer doucement et remuer continuellement, pour éviter que la potasse, en se boursoufflant lorsqu'elle vient à s'épaissir, ne sorte avec la pierre hors du creuset. Lorsque toute l'humidité est dissipée, et qu'il n'y a plus de gonflement, une demi-heure ou trois quarts d'heure d'un bon feu, sont suffisans pour que la pierre soit complètement attaquée.

Il se présente souvent, pendant et après la fusion, des phénomènes qui annoncent quelle est la nature dominante de la pierre, et mettent l'artiste sur la voie qu'il faut prendre pour l'analyse. Ces signes sont les degrés de fusion plus ou moins complète, et la couleur qu'a pris la matière par cette opération.

Si le mélange a présenté une fonte liquide, on peut être

certain que la silice domine dans le fossile ; si, au contraire, la fonte, malgré la chaleur, est restée pâteuse et opaque, à coup sûr, les autres terres surabondent; enfin, si la matière reste sous la forme d'une poussière grumeleuse, dont le volume ait beaucoup augmenté, c'est un signe de la prédominance de l'alumine : c'est ce qui arrive avec le rubis, le saphir, les topazes, et, en général, avec toutes les pierres alumineuses.

Si la matière a une couleur vert sombre ou brunâtre, c'est assez ordinairement l'annonce de la présence de l'oxide de fer; la couleur vert d'herbe clair, est une preuve certaine de l'existence du manganèse, surtout si elle se communique à l'eau dans laquelle on délaye la matière ; la couleur jaune-verdâtre, ou *mer-d'oie*, indique assez sûrement l'oxide de chrome.

Le creuset retiré du feu, on le place, après l'avoir nétoyé à l'extérieur, dans une capsule de porcelaine, et on le remplit d'eau, qu'on renouvelle de temps en temps, jusqu'à ce que la matière qu'il contient en soit entièrement détachée.

Ici, l'eau dissout une partie de la combinaison de la potasse avec la silice et l'alumine, si ces deux terres existent dans la pierre, et elle en dissoudroit même la totalité, si elle étoit en quantité suffisante.

On dissout ensuite la matière ainsi délayée, avec de l'acide muriatique : on remarque, au commencement de la dissolution, une précipitation très-abondante de matière floconneuse, qui étoit tenue en dissolution par l'alcali dont s'empare l'acide; ensuite, une effervescence due à la décomposition du carbonate alcalin, formé pendant et après la fusion, et la redissolution simultanée du préci-

pité formé; enfin, la dissolution de la portion de matière non dissoute dans l'eau, et qui étoit restée au fond sous la forme de poussière, laquelle, si elle n'est formée que de silice et d'alumine, ne produit aucune effervescence et en occasionne une plus ou moins vive, si elle contient de la chaux.

Si la liqueur prend une couleur rouge-pourpre par la dissolution de la matière dans l'acide muriatique, c'est une seconde preuve de la présence de l'oxide de manganèse ; la couleur rouge-orangé dépend du fer, et la couleur jaune d'or dépend du chrome. La blancheur de la dissolution annonce que la pierre ne contient point d'oxide métallique, ou n'en contient que très-peu.

Lorsque la dissolution de la matière est complète, on la fait évaporer à siccité sur un bain de sable, dans une capsule de porcelaine couverte d'un papier, pour éviter l'accès des corps étrangers; mais s'il reste quelque chose qui ne veuille pas se dissoudre, malgré l'excès d'acide et l'aide de la chaleur, cela démontre que la totalité de la pierre n'a pas été attaquée; alors, il faut filtrer et refondre ce résidu comme auparavant, ou le mettre pour le déduire de la somme de matière employée.

Lorsque l'évaporation arrive vers sa fin, la liqueur se prend en gelée, et c'est le moment où il faut remuer continuellement la matière avec un pilon de verre ou de porcelaine, pour faciliter le dégagement des dernières portions d'eau et d'acide; et, pour qu'en mettant alternativement toutes les parties de la matière en contact avec l'air et les parois de la capsule, les unes ne soient pas trop desséchées, et les autres pas assez.

Sans cette précaution indispensable, on courroit les

risques d'avoir dans la silice une portion inconnue d'alumine abandonnée par l'acide, et parmi l'alumine, de la silice retenue en dissolution par l'acide qui n'auroit point eu assez de chaleur pour être séparé ; à la vérité, si les quantités de chacune de ces terres étoient égales, cela n'apporteroit aucun changement dans les proportions ; mais on conçoit que ce cas doit être extrêmement rare.

B. Lorsqu'à l'aide d'une chaleur douce, on a réduit la matière en poudre presque sèche, on l'étend d'une grande quantité d'eau distillée ; et, après avoir fait chauffer légèrement, on jette le tout sur un filtre; on lave la poudre restée sur le papier, jusqu'à ce que les dernières portions d'eau ne précipitent plus la dissolution d'argent. Cette poussière est la silice : elle doit être d'abord séchée entre des papiers brouillards sur un poêle ou dans une étuve, rougie ensuite dans un creuset de platine, et pesée encore chaude. Cette substance doit être blanche, en poudre fine ; ne s'attachant point aux doigts, entièrement insoluble dans les acides; si elle étoit colorée, elle contiendroit quelques traces d'oxide métallique, et ce seroit une preuve que la chaleur auroit été trop forte vers la fin de l'évaporation. Pour la dépouiller de cet oxide métallique, il faudroit la faire bouillir avec un acide un peu concentré, la laver et la sécher comme la première fois. D'une part, on réunit la dissolution de cet oxide métallique avec la liqueur qui contient tous les autres principes, parce qu'elle peut en même temps contenir de l'alumine.

C. La dissolution (A) doit être réduite par l'évaporation, sous le volume d'environ un demi-litre, et précipitée ensuite complètement par une solution de carbonate de potasse ordinaire; il est bon de faire bouillir quelques

instans, afin qu'il ne reste rien de ce qui appartient à la pierre en dissolution dans la liqueur. On laisse rassembler le dépôt, et, après avoir décanté le liquide, on le remplace par un peu d'eau, et on met le tout sur un filtre. Lorsque l'eau est écoulée, on place le filtre sur quelques doubles de papier joseph, pour que la matière s'égoutte et prenne un peu plus de consistance. On la recueille ensuite avec un couteau d'ivoire, et on la fait bouillir avec une dissolution de potasse caustique dans une capsule de porcelaine. Si cette matière contient de l'alumine ou de la glucine, elles seront dissoutes; et les autres, ainsi que les oxides métalliques, ne le seront pas. On se sert communément de l'ammoniaque pour précipiter l'alumine avec les oxides métalliques; mais ce réactif a l'inconvénient de précipiter en même temps une portion de chaux quand il s'y en trouve, à cause de l'affinité qu'exerce sur elle l'alumine; et cette nouvelle combinaison a la propriété de se dissoudre dans la potasse, lorsqu'on vient à séparer l'alumine des oxides métalliques, ce qui peut causer une erreur assez considérable. L'ammoniaque qui ne précipite point la magnésie quand sa dissolution contient un excès d'acide suffisant, ou qui ne la précipite qu'en partie de ses dissolutions neutres, la sépare entièrement de ses dissolvans, lorsqu'il y a en même temps de l'alumine en dissolution, par la même raison qu'elle précipite la chaux; tandis que, quand toutes ces terres sont précipitées par un carbonate alcalin, elles s'unissent de préférence à l'acide carbonique qui s'oppose à toute combinaison particulière entr'elles, et l'alumine et la glucine, s'il y en a, se dissolvent seules dans la potasse caustique.

D. La dissolution de l'alumine dans la potasse (C), doit être sursaturée par un acide: c'est-à-dire, qu'on en ajoute assez pour saturer l'alcali et reprendre l'alumine séparée. On mêle à cette dissolution du carbonate d'ammoniaque, dont on met une surabondance sensible à l'odorat : par ce moyen, l'alumine sera entièrement précipitée sous la forme de flocons blancs, et la glucine complètement dissoute, si la quantité de carbonate d'ammoniaque est suffisante.

On filtre la liqueur pour recueillir sur le papier l'alumine précipitée qu'on lave ensuite avec de l'eau distillée: on la fait calciner et on la pèse. On reconnoît que c'est de l'alumine, si, après l'avoir dissoute dans l'acide sulfurique, et mêlé à sa dissolution une quantité suffisante de sulfate de potasse, elle se convertit entièrement en alun.

La glucine s'obtient en faisant bouillir pendant quelque temps la liqueur (B), dont l'alumine a été séparée : si elle contient des traces plus ou moins abondantes de cette terre, elle se trouble et dépose une poussière grenue, volumineuse et conséquemment légère, dont on prend le poids après la calcination. Voyez ci-dessus les caractères distinctifs de cette terre.

E. Si, après l'action de la potasse, il y avoit un résidu, il pourroit être formé de chaux, de magnésie et d'un ou plusieurs oxides métalliques, ceux de zinc et d'étain exceptés ; car ils sont solubles dans la potasse caustique; mais ils ne se rencontrent presque jamais dans les pierres.

En supposant que ces différentes matières existassent dans le résidu, il faudroit le traiter avec l'acide sulfurique étendu, jusqu'à ce qu'il ne se produisît plus d'effervescence, car le tout seroit à l'état de carbonate. On fait en-

suite évaporer à siccité, afin de chasser l'excès d'acide qu'on pourroit y avoir mis, et on délaye ensuite la matière dans une petite quantité d'eau. Les sulfates métalliques, ainsi que celui de magnésie, se dissolvent, et le sulfate de chaux, presqu'insoluble, reste à l'état solide. Après l'avoir fait rougir fortement dans un creuset, son poids fait connoître la quantité de chaux : ainsi calciné, il est composé de 41 de chaux et de 59 d'acide sulfurique.

F. Les autres matières, dissoutes par l'acide sulfurique, pourroient être de la magnésie, des oxides de fer, de manganèse, de chrome et de nikel, les seuls qu'on ait rencontrés dans les pierres, et presque jamais ensemble. Pour séparer ces substances les unes des autres, il faut étendre leur dissolution d'une grande quantité d'eau, y ajouter un léger excès d'acide, et y verser ensuite une dissolution de carbonate de potasse, saturé d'acide carbonique ; par-là, les oxides de fer, de chrome et de nikel sont précipités, tandis que la magnésie et l'oxide de manganèse resteront en dissolution dans l'acide carbonique.

On séparera l'oxide de manganèse de la magnésie, en mettant dans leur dissolution de l'hidro-sulfure bien saturé d'hidrogène sulfuré ; l'hidrogène sera précipité à l'état d'hidro-sulfure, et la magnésie restera en dissolution. On pourra ensuite séparer la magnésie par un alcali caustique, et en prendre le poids après l'avoir lavée et rougie. Pour connoître le poids du manganèse, il faut le calciner avec le contact de l'air, pour en chasser l'hidrogène sulfuré. Le manganèse est reconnoissable par la couleur brune-noirâtre qu'il prend par la calcination, par la production d'acide muriatique oxigéné avec l'acide mu-

riatique ordinaire, et par la couleur violète qu'il communique au borax par la fusion.

H. Il reste maintenant à séparer les oxides de chrome, de fer et de nikel; on y parvient en les faisant bouillir avec de l'acide nitrique à plusieurs reprises, afin d'acidifier l'oxide de chrome, et l'on traite ensuite leur mélange par la potasse caustique, que l'on fait chauffer pendant quelques instans avec: on étend l'eau, on décante la liqueur, et on lave jusqu'à ce que l'eau n'enlève plus rien. Si l'on veut ensuite convertir l'acide chromique à l'état d'oxide, on sature sa dissolution dans la potasse par l'acide muriatique qu'on met en excès; on fait évaporer de nouveau jusqu'à ce que la liqueur ait pris une couleur verte; alors en précipitant par un alcali caustique, on a l'oxide de chrome, parce que l'acide muriatique lui aura enlevé la portion d'oxigène qui le mettoit à l'état d'acide.

L'oxide de chrome se fera reconnoître: 1°. par sa couleur verte qu'il communique au borax; 2°. par son acidification par l'acide nitrique; 3° par la couleur rouge qu'il prend après cette conversion; 4°. par sa combinaison avec la potasse, qui précipite le plomb en jaune, le mercure en rouge-rosé, et l'argent en rouge-carmin.

J. Quant aux oxides de fer et de nikel, on les dissout dans l'acide muriatique, et on y met de l'ammoniaque jusqu'à ce qu'il y en ait un excès sensible à l'odorat. Cette substance alcaline ayant la propriété de dissoudre l'oxide de nikel, et de prendre par-là une couleur bleue particulière, laissera précipiter l'oxide de fer qui sera lavé, séché et pesé. On obtient l'oxide de nikel par l'évaporation de l'ammoniaque qui le tient en dissolution.

Cet oxide métallique est facile à distinguer de tous les

autres par sa couleur vert-pomme, sa dissolubilité dans l'ammoniaque, auquel il communique une couleur bleue tirant sur le pourpre, et par la couleur d'hyacinthe qu'il donne au borax.

Il est inutile d'indiquer des caractères pour reconnoître la présence du fer, ses propriétés sont trop connues de ceux mêmes qui commencent l'étude de la chimie.

Le cit. *Vauquelin* a supposé, dans la pierre dont on vient d'exposer les moyens d'analyse, un beaucoup plus grand nombre de substances qu'il ne s'en trouve ordinairement dans chaque espèce de ces minéraux, mais il l'a fait à dessein pour éviter les redites, et n'être pas obligé de revenir à plusieurs reprises sur chacune d'elles.

Lorsqu'on a séparé, par les moyens qui ont été détaillés plus haut, les différens principes contenus dans une pierre; qu'on les a bien purifiés, lavés et séchés, l'on réunit leurs poids respectifs, et l'on en forme un total que l'on compare à la somme de matière employée. Si ce total de poids égale ou ne diffère de la quantité de la substance analysée que de deux à trois centièmes, on peut être sûr que l'analyse a été bien faite; mais si la perte est plus considérable, c'est une preuve qu'une portion d'un ou de plusieurs des principes a été perdue, et il faut alors la recommencer. Si, malgré l'exactitude et l'attention qu'on doit apporter à ces sortes de travaux, on éprouve une seconde fois le même déficit, c'est une marque certaine que la pierre contient quelques substances volatiles ou solubles dans l'eau; alors il faut la traiter par une autre voie, pour découvrir ce principe et reconnoître sa nature.

On commence par concasser la pierre en très-petits morceaux; on la fait rougir ensuite, le plus fortement

qu'il est possible, dans une cornue de porcelaine munie d'un récipient; si elle contient de l'eau de cristallisation, ou tout autre corps volatile, il s'arrêtera dans le récipient, et l'on en recherchera le poids et la nature. Mais si la pierre n'éprouve point de perte par cette opération, ou si elle n'en éprouve qu'une éloignée de celle que l'on a eue par l'analyse, il sera vraisemblable qu'elle contiendra une substance soluble dans l'eau.

Comme la potasse se trouve dans un grand nombre de pierres, on peut soupçonner avec assez de vraisemblance, quand on a eu une certaine perte, que c'est cette substance alcaline qui en est la cause; alors il faut, après avoir pulvérisé la pierre d'une manière impalpable, la faire bouillir à plusieurs reprises dans un creuset de platine, avec cinq à six fois son poids d'acide sulfurique très-concentré et très-pur. Il faut pousser la chaleur un peu fortement sur la fin de l'opération, pour chasser l'excès d'acide, en prenant garde cependant qu'elle ne soit capable de décomposer les sels qu'on a formés avec les parties de la pierre qui en sont susceptibles.

Alors on délaye la matière dans l'eau bouillante; on lave le résidu jusqu'à ce qu'il n'ait plus de saveur, et après avoir filtré la liqueur, on la fait évaporer jusqu'à siccité, afin d'en séparer les restes d'acide qui pourroient s'y trouver encore, et qui auroient pu échapper à la première dessiccation.

La matière ayant été desséchée, comme il vient d'être dit, on délaye dans l'eau, avec laquelle on la fait bouillir pendant quelques minutes; on filtre ensuite la liqueur, et on la fait évaporer jusqu'au point qui paroît le plus convenable à la cristallisation. Si la pierre dont il s'agit,

contient de la potasse et en même temps de l'alumine, la liqueur ci-dessus fournira indubitablement une quantité d'alun relative à celle de l'alcali, et on connoîtra à très-peu près la proportion de ce dernier en prenant le dixième de la somme de l'alun obtenue. Mais il pourroit arriver que cette pierre ne contînt pas assez d'alumine pour saturer toute la potasse, et donner la quantité d'alun dont elle seroit susceptible. Dans ce cas, il faudroit mêler à la liqueur, une certaine quantité d'alumine pure, dissoute dans l'acide sulfurique : alors, s'il reste encore de la potasse, elle s'unira au sulfate d'alumine, et déterminera la cristallisation d'une nouvelle quantité d'alun.

Une observation à laquelle il faut toujours avoir égard, c'est qu'on ne doit jamais se hâter de conclure qu'il n'y a pas de potasse dans un fossile, parce qu'il ne s'est pas présenté d'alun aussitôt que la liqueur suffisamment évaporée est refroidie ; car ce n'est souvent qu'au bout de plusieurs jours, et même quelquefois après plusieurs décades, que ce sel paroît, surtout quand il n'existe qu'en petite quantité.

Il arrive aussi, et c'est le cas le plus commun, que l'alumine des fossiles surpasse de beaucoup la quantité de potasse qui y existe en même temps, et qu'il reste dans la liqueur une grande quantité de sulfate d'alumine simple, qui, par une évaporation poussée trop loin, donne au liquide une densité qui empêche l'alun de cristalliser, en opposant à la réunion de ses molécules une trop grande résistance.

Il faut aussi avoir l'attention, lorsqu'on abandonne à la cristallisation la liqueur évaporée, pour en obtenir l'alun, de la couvrir soigneusement, afin que la pous-

sière et les vapeurs ammoniacales ne puissent s'y introduire, parce qu'elles ne manqueroient pas d'y former de l'alun, qu'on attribueroit à tort à l'alcali de la pierre. Si l'on veut s'assurer que l'alun obtenu d'une substance quelconque, contient véritablement de la potasse, on la dissoudra dans l'eau, on versera dans la dissolution de l'eau de barite jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité; et, après avoir filtré la liqueur, on fera évaporer jusqu'à siccité; s'il y a, comme cela doit avoir lieu, une portion de barite excédante, elle se sera précipitée, pendant l'évaporation, à l'état de carbonate; et, en redissolvant le résidu dans une petite quantité d'eau, on aura la potasse pure et facile à reconnoître par ses propriétés alcalines, etc. L'on pourra, si l'on vent, la combiner à l'acide nitrique, pour savoir si elle donnera du salpêtre, qui est également facile à distinguer de tous les autres sels.

Si, malgré la perte qu'on auroit éprouvée dans l'analyse d'une pierre par la potasse, on n'obtenoit pas d'alun par l'acide sulfurique, il faudroit en rechercher la cause dans d'autres substances, ou dans quelques défauts du procédé. Il se pourroit, par exemple, qu'une pierre contînt de la soude, qui, comme la potasse, occasionneroit une perte dans l'analyse ordinaire, mais qui ne formeroit point d'alun comme cette dernière. On pourra s'assurer de l'existence de ce dernier alcali, en décomposant, au moyen de l'ammoniaque, la liqueur obtenue du fossile traité par l'acide sulfurique, et en calcinant ensuite le sel qui en proviendra, dans un creuset de platine. Le sulfate d'ammoniaque se volatilisera et celui de soude restera: en dissolvant ce sel dans l'eau, on l'obtiendra cristallisé, et facilement reconnoissable dans cet état. Il arrive quel-

quefois que les pierres, qui ont donné un déficit à l'analyse par la potasse, quoiqu'extrêmement divisées, ne se laissent point attaquer par l'acide sulfurique le plus concentré et élevé au degré de l'ébullition; dans ce cas, il faut avoir recours à la soude, qui, comme la potasse dissout la silice et l'alumine. Ainsi après avoir décomposé le fossile par cet alcali, on délaye dans l'eau la masse qui en résulte; on la sature ensuite par l'acide sulfurique et l'on fait évaporer la liqueur à siccité; on redissout le résidu dans l'eau, pour en séparer la silice, et on fait évaporer de nouveau. D'abord une partie du sulfate de soude cristallise, comme étant le plus abondant dans la dissolution; l'alun se présente ensuite par une seconde évaporation, si la pierre contient de la potasse et de l'alumine.

Cette méthode, dit le cit. *Vauquelin*, m'a très-bien réussi pour plusieurs pierres que je n'avois pu entamer par l'acide sulfurique, quoiqu'elles m'eussent donné un grand déficit par l'analyse ordinaire, et qu'elles continssent véritablement de la potasse; ainsi que ce procédé me l'a démontré.

Un caractère qui est encore très-bon pour reconnoître la présence de la potasse dans les minéraux, c'est de mêler à une dissolution un peu concentrée de muriate de platine, le sel obtenu de leur décomposition par un acide quelconque, soit qu'ils aient été traités immédiatement par ces menstrues, soit qu'on les ait attaqués préalablement par la soude; parce que les sels formés par ce dernier alcali, ne précipitent point les sels de platine. Si le minéral contient de la potasse, il se formera dans le mélange un précipité rouge-rosé, qui est un sel triple composé d'oxide de platine, d'acide muriatique et de potasse.

L'ammoniaque produit, à la vérité, les mêmes effets que la potasse sur la dissolution de platine; mais il est rare que cet alcali se rencontre dans les minéraux, et je ne sache pas qu'on l'y ait encore trouvé, si ce n'est dans les mines d'alun qui ont été calcinées par l'incendie des charbons de terre.

Analyse de la Calcédoine du Creusot.

Expériences préliminaires.

On a vu que le principal objet de cette suite d'expériences avoit été de faire connoître en détail toutes les opérations qui préparent successivement la conclusion d'une grande analyse minérale. Cependant je crois devoir ajouter ici, celle de la calcédoine du creuzot, faite par le cit. *Guyton*; en la publiant, ce célèbre chimiste a eu en vue d'offrir dans cette analyse, un exemple de la suite des opérations que ces recherches exigent. Elle y est présentée dans la forme d'un extrait de journal, il y a joint une table qui en contient le résumé, dans l'intention d'ajouter à l'utilité de cette description, et en même temps pour guider ceux qui entrent dans la carrière.

On a pris dix grammes de fragmens de cette pierre, on les a fait rougir dans un creuset couvert, à un feu de forge de 34 degrés pyrométriques de *Wedgwood*. On a observé, après le refroidissement, que la transparence des bords étoit détruite, que la couleur verte avoit entièrement disparu. On n'y apercevoit plus que des taches violacées et d'un brun foncé.

Ces fragmens repesés n'avoient perdu que sept milligrammes, *ed*, environ le 1,400^{e}. de leur poids.

Ces mêmes fragmens, chauffés de nouveau, éteints dans l'eau, et pulvérisés, ont été tenus en digestion dans l'acide nitrique, pendant trois heures, à une forte chaleur.

La liqueur a été essayée par l'ammoniaque, pour y chercher les traces du cuivre que l'on y avoit soupçonné. Il n'y a eu aucune apparence de bleu, mais un précipité blanc-jaunâtre, en flocons, fort abondant.

Une portion de la dissolution a été étendue d'eau, on y a plongé une lame de fer bien nette, il ne s'est pas déposé un atôme de cuivre à sa surface.

Le prussiate de potasse versé dans une autre portion de la liqueur, y a occasionné un précipité bleu très-abondant, et d'une nuance très-décidée, même dès les premières gouttes.

Une dernière portion de la même liqueur a pris un coup d'œil blanchâtre lorsqu'on y a laissé tomber quelques gouttes de dissolution d'oxalate saturé de potasse, et il s'y est formé, au bout de quelques heures, un léger dépôt.

Notes des préparations, opérations et résultats de l'analyse.

A. On a choisi plusieurs éclats de la même pierre dans les parties les plus également colorées en vert; ils ont été chauffés au rouge-blanc, et jetés dans l'eau froide pour en faciliter la pulvérisation.

Ils ont été réduits en poudre dans un mortier de jaspe agate, où pierre agatine jaunâtre, le pilon de même matière.

La poudre passée à un tamis de soie très-serré a été jugée assez fine pour l'objet de cette analyse.

On en a formé un poids docimastique de 500 centigrammes (94, 205 grains).

B. Cette poudre a été mêlée avec le double de son poids de carbonate de soude effleuri. Le tout a été mis dans un creuset de platine, exposé d'abord à un feu doux, pour que l'eau de cristallisation du sel pût s'évaporer sans bouillonnement, ensuite poussé jusqu'au commencement de fusion.

C. Le creuset refroidi, et bien essuyé à l'extérieur, a été placé dans une grande capsule de verre, on l'a arrosé d'eau distillée bouillante.

D. La liqueur et le résidu non dissouts ont été jetés sur le filtre, et le résidu édulcoré par de nouvelle eau chaude.

E. La liqueur et les eaux d'édulcorations ont été réunies et conservées dans un vase couvert.

F. Le résidu séché simplement à l'air pendant plusieurs jours, pesoit 369 centigrammes.

G. Ce résidu a été mis dans un petit matras de verre; on a versé dessus deux centilitres d'acide nitrique, dont la pesanteur spécifique étoit de 1,137; on a fait digérer au feu de sable et poussé à siccité.

H. On a remis dans le matras pareille quantité du même acide, et on l'a tenu pendant une demi-heure en digestion.

I. La dissolution H a été jetée sur le filtre; et la matière non dissoute arrosée d'eau chaude jusqu'à édulcoration : le filtre pesoit 21 décigrammes.

J. Le résidu de la filtration I a été séché avec le filtre

sur

sur un têt, au bain de sable; le poids du filtre déduit, le résidu s'est trouvé de 356 centigrammes.

B2. On a retraité ce résidu avec le double de son poids de carbonate de soude, au creuset de platine, comme la première fois : seulement on a commencé par dessécher le sel dans le creuset; puis il a été mêlé, tout chaud, avec le résidu pulvérulent, dans le mortier d'agate : ce qui a permis de brusquer le feu, sans craindre la dispersion par le bouillonnement.

C2. Le creuset refroidi a été plongé dans l'eau bouillante.

D2. La liqueur et le résidu non dissous ont été jetés sur le filtre, et le résidu édulcoré; le poids du filtre de 18,5 décigrammes.

E2. La liqueur et les eaux de lavage ont été réunies.

F2. La portion non dissoute, versée sur le filtre, séchée à l'air pendant quelques jours, s'est trouvée peser 113 centigrammes, poids du filtre déduit.

G2. On l'a fait digérer dans l'acide nitrique, comme la première fois, et poussée à siccité.

H2. On a remis de nouvel acide, et tenu en digestion.

I2. Le tout a été jeté sur le filtre et édulcoré.

J2. La matière versée sur le filtre, séchée au feu de sable, a pesé 38,5 centigrammes.

B3. Le résidu a été retraité avec le double de son poids de carbonate de soude, au creuset de platine.

C3. La matière jetée dans l'eau chaude.

D3. Puis sur le filtre, et arrosée de plusieurs eaux.

E3. Toutes les eaux réunies.

F3. La portion non dissoute digérée à siccité dans l'acide nitrique.

H3. Puis reprise par de nouvel acide.

I3. Puis jetée sur le filtre et édulcorée.

J3. Le résidu séché au feu de sable, ne pesoit plus que 13,4 centigrammes.

K. Le résidu n'étant que de la silice pure, il a été de nouveau séché à feu nu, dans le creuset de platine, et poussé au rouge; il n'a pesé alors que 12,6 centigrammes.

L. Les dissolutions alcalines B, B2, B3, ont été réunies, évaporées à siccité sur le bain de sable.

M. Le résidu de l'évaporation repris par de l'eau bouillante, et la dissolution rapprochée.

N. On a versé dans cette dissolution de l'acide nitrique qui a précipité la silice.

O. Ce précipité a été jeté sur le filtre, et lavé de plusieurs eaux.

K2. Séché dans le creuset de platine, poussé au rouge, il a pesé 417,8 centigrammes.

P. La dissolution N et les eaux de lavage O, ont été réunies aux autres liqueurs acides H et I; on les a rapprochées jusqu'à évaporation de l'acide surabondant.

Q. Elles ont été transvasées dans une grande jarre, et étendues d'eau.

On y a versé de la dissolution de prussiate de potasse, jusqu'à ce qu'il n'occasionnât plus de précipité : il a été employé 64 décigrammes.

Cette dissolution, éprouvée d'avance, avoit été reconnue porter 0,0456 de son poids d'oxide de fer, séché au rouge.

On s'est assuré, par l'immersion d'une lame de pa-

pier bleu, que la liqueur tenoit encore un léger excès d'acide.

On a laissé déposer le prussiate de fer; on a soutiré la liqueur et les eaux d'édulcoration par le chalumeau à réservoir.

Le précipité bleu bien édulcoré, a été mis dans une petite cornue de verre au bain de sable; le feu a été poussé jusqu'à en faire rougir le fond : il est resté un oxide de fer noirâtre, attirable à l'aimant.

Cet oxide a été étendu sur un têt, et poussé au rouge. Il conservoit encore un peu de vertu magnétique: son poids, en cet état, s'est trouvé de 67,26 centigrammes.

Ce qui, déduction faite de 29,19, portés par le prussiate de potasse, donne, pour produit réel de l'analyse, 38,17 centigrammes.

R. On a mêlé 20 centigrammes de cet oxide avec trois parties de nitrate de potasse; on a fait fondre ce mélange dans un creuset; la masse pulvérisée, jetée dans l'eau, n'a donné ni le vert ni le pourpre, qui annoncent la présence du manganèse.

S. Les liqueurs réunies P, ayant été ainsi épuisées de fer, on y a versé, goutte à goutte, de la dissolution de carbonate de soude, jusqu'à saturation de l'acide et précipitation complète des terres.

Le précipité blanc floconneux a annoncé la présence de l'alumine.

T. Le précipité séparé par le filtre, a été mis sur-le-champ et avant dessiccation, dans un creuset de platine; on a versé dessus de la soude pure, et on a fait digérer à la chaleur de l'ébullition.

U. La dissolution alcaline T, étendue d'eau, a été jetée sur un filtre (du poids de 16,5 décigrammes); elle y a laissé un résidu qu'on a édulcoré.

Ce résidu a été séché sur le filtre, dans une capsule de verre, au bain de sable; en cet etat, il s'est trouvé peser 9,2 centigrammes.

Remis au creuset de platine, à feu nu et poussé au rouge, il n'a plus pesé que 5,8 centigrammes.

W. Ces 5,8 centigrammes ont été redissous dans l'acide acéteux.

V. La dissolution a été partagée en trois portions, chacune portant la note de son poids.

Dans la première, on a versé de l'eau de chaux qui ne l'a pas troublée: ce qui a fait voir qu'il n'y avoit pas de magnésie.

V2. Dans la seconde, on a laissé tomber quelques gouttes de sulfate de soude, qui n'y a pas produit de sulfate de barite.

V3. Dans la troisième, on a versé de la dissolution d'oxalate de potasse, qui l'a sur-le-champ rendu laiteuse : elle n'a pas tardé à déposer un précipité terreux grenu, qui, desséché à la chaleur de l'ébullition, a pesé 4,2 centigrammes.

X. La dissolution alcaline T, ainsi séparée de la portion non dissoute, a été saturée d'acide nitrique; on en a ajouté en quantité suffisante, pour reprendre toute l'alumine, après l'avoir précipitée.

Cette terre a été de nouveau précipitée par la dissolution de carbonate ammoniacal.

Le précipité recueilli sur un filtre, desséché au

rouge dans le creuset de platine, a pesé 23,74 centigrammes.

Y. On a tenu ce précipité en digestion dans sept fois son poids d'acide acéteux.

Z. La liqueur filtrée a été précipitée par l'ammoniaque.

&. Le précipité édulcoré a été réuni à la portion non dissoute, restée sur le filtre : il a été séché au rouge dans le creuset de platine.

Il n'a plus pesé que 20,56 centigrammes.

CONCLUSION.

Les opérations notées R, V, V2, prouvent que cette pierre ne contient ni manganèse, ni magnésie, ni barite.

L'absence du cuivre est démontrée par les essais préliminaires et par les opérations Q et R.

Il n'entre donc dans sa composition que quatre substances, savoir : la silice, principe dominant; le fer; l'alumine; un peu de chaux.

Les proportions sont comme il suit :

Les 500 centigrammes ont produit,

De silice	K. 12,6		
	K 2. 417,8	. . . . .	430,40
De fer, Q.	. . . .		38,17
D'alumine, &.	. . . .		20,56
De chaux V3.	. . . .		5,80
			494,93.

Ce qui revient pour 100, à	86,08	de silice.
	7,63	de fer.
	4,11	d'alumine.
	1,16	de chaux.
Perte. . . .	1,02	
	100,00.	

Table des opérations successives d'une grande analyse minérale, avec la manière d'en noter les préparations et les produits.

(*Nota.* On suppose ici la description du sujet de l'analyse et les essais préliminaires.)

Notes des opérations analogues qui se répètent.		
	A.	Pulvérisation, poids docimastique.
B, B^2, B^3, etc.		Frite avec le carbonate de soude.
C, C^2, C^3, etc.		Dissolution dans l'eau.
D, D^2, etc. . .		Édulcoration.
E, E^2, etc. . .		Réunion des liqueurs alcalines.
F, F^2, etc. . .		Pesée du résidu non dissout.
G, G^2, etc. . .		Digestion à siccité du résidu dans l'acide nitrique.
H, H^2, etc. . .		Reprise du résidu par l'acide nitrique.
I, I^2, etc. . .		Filtration, édulcoration.
J, J^2, etc. . .		Pesée du résidu de la dissolution acide.
K, K^2, etc. . .		Dessiccation du précipité siliceux.
	L.	Évaporation à siccité, des liqueurs alcalines B, B^2, .
	M.	Reprise par l'eau, de ce résidu, et concentration.
	N.	Précipitation de la *silice* par l'acide nitrique.
	O.	Édulcoration du précipité.
	P.	Réunion des liqueurs acides I, N, O, et concentration.
	Q.	Précipitation du fer en prussiate.
	R.	Épreuve pour le manganèse.

S. Précipitation des terres par le carbonate de soude.

T. Dissolution alcaline de l'*alumine*.

U. Séparation par le filtre, des terres non dissoutes; dessiccation, pesée.

W. Reprise de ces terres par l'acide acéteux.

V, V², V³. . . Fractions dosées, pour en précipiter la magnésie par la chaux, la barite par le sulfate de soude, la chaux par l'oxalate de potasse.

X. Reprise de l'alumine par l'acide nitrique, et précipitation par le carbonate ammoniacal.

Y. Digestion du précipité dans sept parties d'acide acéteux.

Z. Précipitation par l'ammoniaque, de la portion d'alumine dissoute.

&. Dessiccation, au rouge, des précipités alumineux, et pesée.

§. IX.

Des Caractères chimiques.

Le nouveau système des caractères chimiques est dû aux cit. *Hassenfratz* et *Adet.* Le plan qu'ils se sont formé et qu'ils ont exécuté avec toute la clarté, la simplicité et la méthode qu'on pouvoit attendre de leurs lumières et de leur sagacité, a remplacé avantageusement les hiéroglyphes anciens.

Ce plan consiste à exprimer par des lignes droites, toutes les substances qu'on peut, dans l'état actuel de nos connoissances, regarder comme élémentaires; à exprimer par des demi-cercles les substances combustibles acidifiables, telles que le soufre, le charbon et le phosphore; par des quarrés, les substances plus composées, qui, combinées avec l'oxigène, forment des acides; par des triangles, les alcalis et les terres; par des losanges, les substances composées dont l'analyse n'est point connue, et qui ne sont point acidifiables; enfin, par des cercles, les substances métalliques. Toutes les substances premières, ainsi classées et distinguées par des caractères d'une forme très-différente, et qui ne peuvent se confondre, les cit. *Hassenfratz* et *Adet* ont ensuite distingué les espèces; pour les substances élémentaires, ils ont fait varier la position de la ligne droite; pour les substances combustibles simples, telles que le charbon, le soufre, le phosphore, par les différentes positions du demi-cercle, en l'ouvrant en haut ou en bas, à droite ou à gauche; enfin, pour les terres, les alcalis, les métaux et les principes acidifiables, en mettant dans l'intérieur du caractère la première lettre du nom latin de chaque substance.

CARACTÈRES

ADOPTÉS PAR LES CHIMISTES FRANÇAIS.

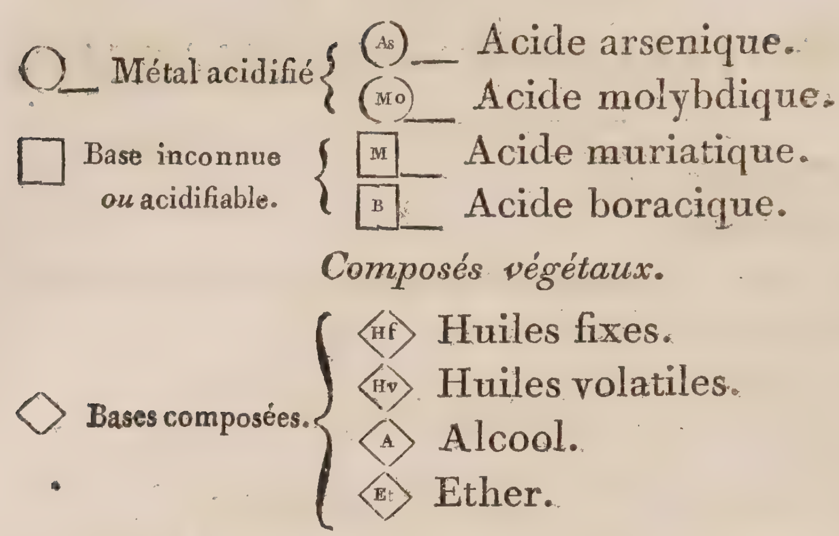
Corps simples ou indécomposés.

Exemples de quelques combinaisons.

- Lumière.
- | Calorique.
- — Oxigène.
- / Azote.
  - (with Oxigène and Azote:) Acide nitrique.
- (Carbone.
  - Acide carbonique.
-) Hidrogène.
  - Ammoniaque. Eau.
- Soufre.
  - Oxide de soufre.
  - Acide sulfureux.
  - Acide sulfurique.
- Phosphore.
  - Acide phosphoreux.
  - Acide phosphorique.
- △ Alcalis.
  - Soude. Potasse.
- ▽ Terres.
  - Silice. Alumine.
  - Chaux. Magnésie.
  - Barite. Strontiane.
  - Zircone. Glucine.
- ○ Métal.
  - Platine. Or. Argent.
  - Cuivre. Fer, etc.
  - Oxide d'or. Oxide d'argent, etc.

Différens états d'oxidation.

- ○— Métal oxidé.
  - Oxide de fer vert.
  - Oxide de fer rouge.
  - Oxide de fer jaune.



Exemple de combinaisons salines.

Sulfate de potasse.

Nitrate de potasse.

Muriate de potasse.

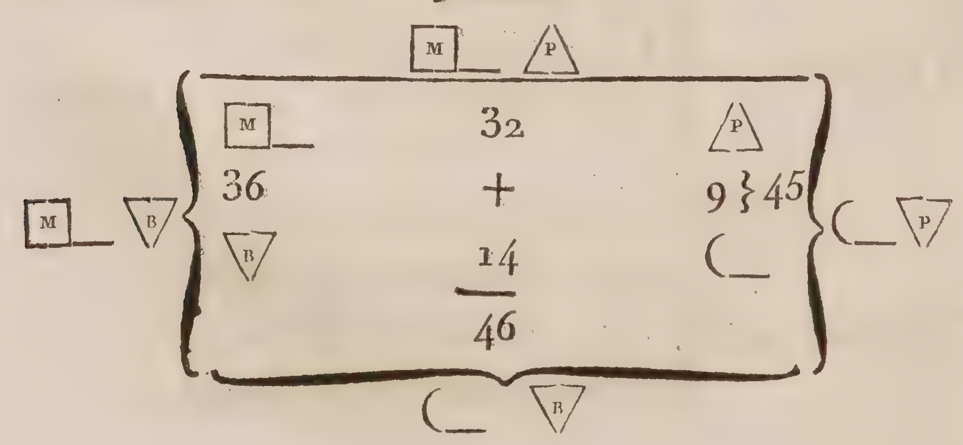
Sels triples.

Sulfate ammoniaco-magnésien.

Alun du commerce, *ou* sulfate d'alumine et de potasse.

Manière de faire une formule.

Décomposition du muriate de barite par le carbonate de potasse.



DEUXIÈME PARTIE.

Propriétés chimiques, observées :

1°. *Généralement dans tous les corps ;*
2°. *Dans la matière du calorique ;*
3°. *Dans l'air ;*
4°. *Dans les corps combustibles ;*
5°. *Dans les corps brûlés, ou acides ;*
6°. *Dans les bases satifiables pures, et combinées avec les corps brûlés.*

CHAPITRE PREMIER.

Propriétés chimiques observées généralement dans tous les corps.

PARAGRAPHE PREMIER.

Définition de la chimie, Analyse, Synthèse.

La chimie, considérée comme science, apprend à connoître toutes les propriétés des corps.

Considérée comme art, elle tire de ces propriétés les moyens d'extraire tout ce qui est nécessaire à nos besoins.

Le chimiste n'est pas le principal agent de la décomposition des corps ; il ne fait que disposer les substances, et leur donner un agent convenable pour arriver à la solution de la question qui l'occupe. De cette manière, il ordonne, en quelque sorte, à la nature, d'opérer leur réunion : le reste de l'opération est indépendant du chimiste, et se passe à l'ombre du voile que la nature a mis entr'elle et lui, et d'après des lois inconnues et supérieures à ses procédés.

Quoique le chimiste puisse séparer les molécules inté-

grantes, il ne peut cependant pas opérer la décomposition des substances complexes : la nature seule les fait; mais au moyen de nouvelles combinaisons.

Les découvertes modernes ont appris combien étoit vague l'expression d'*élément*, adoptée à certaines substances (au moins dans le sens qu'on lui attribuoit alors). On s'en sert encore en lui adjoignant l'épithète *chimique*, pour désigner celles qu'on n'a pas pu décomposer. Ainsi, *élément chimique* ou *corps simple*, indique une substance que les procédés connus n'ont pu faire reconnoître composée.

Les opérations de la chimie, l'analyse elle-même, se réduisent à la composition des corps, et cette composition se réduit à trois faits principaux, savoir : la *dissolution*, la *cristallisation* et la *précipitation*. *Voyez* ces mots.

Les moyens que la chimie emploie pour apprendre à connoître l'action intime et réciproque des corps les uns sur les autres, sont au nombre de deux : l'*analyse* et la *synthèse*.

On distingue maintenant plusieurs espèces différentes d'analyse.

Le cit. *Fourcroy* en admet quatre : l'analyse mécanique, l'analyse spontanée ou naturelle, l'analyse par le feu, l'analyse par les réactifs.

L'*analyse mécanique* est celle qui fait obtenir, par des moyens mécaniques, tels que le broiement, le lavage, la pression, les matières moins composées, contenues et mêlées dans des corps plus composés.

Exemples : la séparation des gommes, l'extraction des sucs, des huiles, des farines, des végétaux.

L'*Analyse spontanée* ou *naturelle*, est celle qui s'opère par les seuls efforts de la nature.

Exemples : Les minéraux ou fossiles s'altèrent spontanément et se séparent mutuellement dans l'intérieur ou à la surface de la terre.

Les matières végétales ou animales se décomposent lentement, lorsqu'elles sont privées du mouvement vital.

Les principes composant de la plupart des liquides très-composés, abandonnés à eux-mêmes, réagissent les uns sur les autres.

L'*analyse par le feu* est celle qui s'exécute par l'accumulation du calorique dans les corps, et par la puissance qu'il a, en écartant les molécules diverses, d'en favoriser la séparation réciproque.

On ne regarde plus aujourd'hui ce genre d'analye que comme un des moyens qui doit concourir, avec beaucoup d'autres, pour éclairer sur la véritable composition des corps.

L'*analyse par les réactifs* est celle que l'on obtient en mettant le composé que l'on veut analyser en contact avec une suite plus ou moins nombreuse d'autres corps qui réagissent sur lui, de manière à favoriser la séparation de ses principes.

Celle-ci n'a d'autres bornes que celles du génie et des lumières du chimiste.

Le cit. *Fourcroy* considère encore la différence des analyses par rapport à leurs résultats : il en distingue quatre genres.

L'analyse immédiate ou prochaine, et l'analyse médiate et éloignée ; l'analyse simple ou vraie, l'analyse compliquée on fausse.

L'*analyse immédiate* est une première séparation qu'on opère des matières formant les composés les plus compliqués : telle est celle qu'on emploie pour les végétaux, surtout en les traitant d'abord mécaniquement.

C'est ainsi qu'on extrait d'abord du suc d'une plante la fécule, le mucilage, le sucre, le sel propre, qui y sont contenus, et qui sont eux-mêmes des corps composés, dont la nature particulière ne peut être connue que par une nouvelle analyse.

L'*analyse médiate* ou *éloignée* succède à l'analyse prochaine : c'est par elle qu'on examine la nature des premiers composés obtenus par cette dernière, pour en connoître la composition intime.

L'*analyse* est *simple* ou *vraie*, quand elle donne des produits non altérés, tels qu'ils existoient dans le composé d'où ils proviennent ; le caractère auquel on reconnoît ce genre d'analyse, c'est que les produits qu'elle donne étant réunis, reforment le composé tel qu'il étoit, soit pour sa nature, soit pour sa quantité, avant sa décomposition.

Exemple : *Analyse simple.*

En analysant un corps solide, le cinabre, on trouve que deux substances le composent : mercure et soufre.

Si, après avoir séparé les deux parties constituantes du cinabre, on favorise l'union de ces deux corps, on aura un résultat semblable et sans erreur.

La décomposition de l'oxide rouge de mercure par le calorique, donne encore un moyen de présenter un exemple de l'analyse vraie.

L'*analyse fausse* ou *compliquée* forme des produits altérés et différens de ce qu'ils étoient dans le composé dont leurs élémens faisoient partie. C'est ce qui arrive dans

l'analyse au feu, appliquée aux matières végétales et animales.

Si on analyse un morceau de bois, on aura pour résultats :

1°. Une matière aussi longue, aussi large que le morceau de bois, un peu moins épaisse, plus légère, de couleur noire, n'ayant plus de saveur, ni fibres, et que l'on peut casser aisément : c'est ce qu'on nomme charbon ;

2°. Une eau d'un rouge foncé, d'une teinte noirâtre ;

3°. Une autre eau d'un rouge plus clair, beaucoup moins chargée de molécules denses que la première.

Voudroit-on réunir les lois, et faire reparoître le bois en son premier état, jamais on n'y parviendroit.

C'est ce qui constitue l'analyse compliquée.

La *synthèse* est l'opération qui sert de preuve à l'analyse.

Tout en analysant un corps, on fait bien des synthèses; car, si ce corps renferme trois ou quatre substances, deux ou trois se réunissent souvent, pendant qu'on sépare le troisième ou le quatrième. D'ailleurs, l'*ordre* et la *proportion* qui règnent dans la composition d'un corps, donnent lieu à une infinité de synthèses.

On appelle *ordre*, la nature des corps qui se réunissent; et *proportion*, la quantité des parties de chaque corps qui se réunissent.

Mais comment la chimie parvient-elle à déterminer l'action intime et réciproque des corps les uns sur les autres ?

Cette action est produite par l'attraction.

§. II.

Des Attractions chimiques.

L'*attraction chimique* est le principe de l'action intime des molécules du corps, qu'on est obligé de distinguer de l'action vitale.

On distingue deux sortes d'attractions chimiques :

L'attraction moléculaire ou d'aggrégation ;

L'attraction de composition.

La différence qui existe entre ces deux attractions, est que l'aggrégation donne toujours pour résultat le même corps, puisqu'elle ne consiste que dans l'amas successif et constant des molécules semblables. Ainsi, là où cesse l'attraction d'aggrégation, commence l'attraction de composition.

L'attraction de composition, au contraire, forme différens corps, selon l'ordre et la proportion dans lesquels les différentes molécules se rassemblent. Ces opérations, comme on peut l'imaginer, sont infinies pour la forme, la couleur et toutes les autres modifications.

§. III.

De l'Attraction d'aggrégation.

Deux gouttes d'eau, deux globules de mercure, donnent naissance à un aggrégé ; mais il ne peut en résulter qu'une augmentation de masse, sans que la nature de la substance ait éprouvé le moindre changement.

Il ne faut pas confondre l'aggrégé avec l'amas ; dans ce dernier, les parties intégrantes n'ont aucune adhésion sensible entr'elles.

L'*aggrégé*

L'*aggrégé* et l'*amas* diffèrent encore du mélange.

Le *mélange* présente toujours des parties constituantes de nature différente; telle que la poudre à canon, et en général, la plupart des poudres composées pharmaceutiques.

Il y a différentes sortes d'aggrégés : aggrégés durs ou solides, mous, fluides et gazeux :

Solide, comme le bois, le soufre, etc.

Mou, comme la cole, la gelée de viande, etc.

Liquide, comme l'eau, l'huile, l'alcool, etc.

Gazeux, comme l'air et les différens gaz.

Les aggrégés peuvent encore être distingués en

Aggrégés	irréguliers. . . .	pierre brute,
	réguliers.	pierre cristallisée,
	organiques.	bois, os.

§. IV.

Destruction d'aggrégation.

On entend par destruction d'aggrégation, des moyens mécaniques que l'analyse emploie pour diviser les corps.

En diminuant l'aggrégation, les corps présentent moins d'adhésion et plus de surface. On facilite ainsi l'action des agens chimiques, et on en augmente l'énergie.

La trituration, la porphyrisation et la pulvérisation ne sont, à proprement parler, que des opérations mécaniques préliminaires, dont l'objet est de diviser, de séparer les molécules des corps, et de les réduire en particules très-fines.

Toutes les fois qu'il est question de diviser des corps

fragiles et cassans, on se sert, pour cette opération, de mortiers et de pilons.

La forme des mortiers n'est pas indifférente : le fond en doit être arrondi, et l'inclinaison des parois latérales doit être telle que les matières en poudre retombent d'elles-mêmes quand on relève le pilon. Un mortier trop plat seroit donc défectueux; la matière ne retomberoit pas et ne se retourneroit pas.

Des parois trop inclinées présenteroient un autre inconvénient; elles ramèneroient une trop grande quantité de la matière à pulvériser sous le pilon; elle ne seroit plus alors froissée et serrée entre deux corps durs, et la trop grande épaisseur interposée, nuiroit à la pulvérisation.

Par une suite du même principe, il ne faut pas mettre dans le mortier une trop grande quantité de matière; il faut surtout, autant qu'on le peut, se débarrasser, de temps en temps, des molécules qui sont déjà pulvérisées, et c'est ce qu'on opère par le tamisage, dont je vais parler. Sans cette précaution, on emploîroit une force inutile, et on perdroit du temps à diviser davantage ce qui l'étoit suffisamment, tandis qu'on n'achèveroit pas de pulvériser ce qui ne l'est pas assez. En effet, la portion de matière divisée nuit à la trituration de celle qui ne l'est pas : elle s'interpose entre le pilon et le mortier, et amortit l'effet du coup.

La porphyrisation a reçu sa dénomination du nom de la matière sur laquelle elle s'opère. Le plus communément, on a une table plate de porphyre ou d'une autre pierre du même degré de dureté, sur laquelle on étend la matière qu'on se propose de diviser; on la broye, en pro-

menant sur le porphyre une mollette d'une pierre du même degré de dureté.

La partie de la mollette qui porte sur le porphyre, ne doit pas être parfaitement plane; la surface doit être une portion de sphère d'un très-grand rayon : autrement, quand on promèneroit la mollette sur le porphyre, la matière se rangeroit tout autour du cercle qu'elle auroit décrit, sans qu'aucune portion s'engageât entre deux, et il n'y auroit pas de porphyrisation.

Ces trois manières de réduire les corps en poudre, ne conviennent pas à toutes les matières : il en est qu'on ne peut parvenir à diviser ni au pilon, ni au porphyre, ni à la meule : telles sont les matières fibreuses, comme le bois; telles sont celles qui ont une sorte de ténacité et d'élasticité, comme la corne des animaux, le caoutchouc, etc.; tels sont enfin les métaux ductiles et malléables, qui s'applatissent sous le pilon, au lieu de s'y réduire en poudre.

On se sert pour les bois de grosses limes connues sous le nom de râpes à bois.

On prend pour la corne des limes un peu plus fines; enfin, on emploie pour les métaux des limes plus fines encore.

Il est quelques substances métalliques qui ne sont ni assez cassantes pour être mises en poudre par trituration, ni assez dures pour pouvoir être limées commodément. Le zinc est dans ce cas; on ne peut le pulvériser au mortier : si on le lime, il empâte la lime; il en remplit les interstices, et bientôt elle n'a presque plus d'action.

Il y a une manière simple pour réduire le zinc en poudre; c'est de le piler chaud dans un mortier de fonte

de fer, également chaud : il s'y triture alors aisément. Quand on n'a pas pour objet de mettre les métaux dans un très-grand état de division, on peut les réduire en grenailles, en les coulant dans de l'eau.

Enfin, il y a un dernier moyen de diviser, qu'on emploie pour les matières à-la-fois pulpeuses et fibreuses, tels que les fruits, les pommes de terre, les racines, etc. On les promène sur une râpe, en donnant un certain degré de pression, et on parvient ainsi à les réduire en pulpe.

Du Tamisage.

De quelque moyen mécanique qu'on se serve pour diviser les corps, on ne peut parvenir à donner le même degré de finesse à toutes leurs parties. La poudre qu'on obtient de la plus longue et de la plus exacte trituration, est toujours un assemblage et un mélange de molécules de differentes grosseurs.

On parvient à se débarrasser des plus grossières, et à n'avoir qu'une poudre beaucoup plus homogène, en employant des tamis dont la grandeur des mailles soit proportionnée à la grosseur des molécules qu'on se propose d'obtenir : tout ce qui est supérieur en grosseur aux dimensions de la maille, reste sur le tamis, et on le repasse au pilon.

Du Lavage.

Il est un autre moyen plus exact que le tamisage, d'obtenir des poudres de grosseur uniforme, c'est le lavage; mais il n'est praticable qu'à l'égard des matières qui ne sont point susceptibles d'être attaquées et altérées par

l'eau. On délaye et on agite dans l'eau, ou dans quelque autre liqueur, les matières broyées qu'on veut obtenir en poudre de grosseur homogène; on laisse reposer un moment la liqueur, puis on la décante, encore troublée; les parties les plus grossières restent au fond du vase. On décante une seconde fois, et on a un second dépôt moins grossier que le premier; on décante une troisième fois, pour obtenir un troisième dépôt, qui est au second, pour la finesse, ce que le second est au premier. On continue jusqu'à ce que l'eau soit éclaircie; et la poudre grossière et inégale, qu'on avoit originairement, se trouve séparée en une suite de dépôts, qui, chacun en particulier, sont d'un degré de finesse à-peu-près homogène.

On se sert pour le lavage, dans les laboratoires, de vaisseaux de différentes formes, de terrines de grès, de bocaux de verre, etc. Quelquefois, pour décanter la liqueur, sans troubler le dépôt qui s'est formé, on se sert d'un syphon, ou syphon à boules, appelé *pipette*. *Voyez* la figure.

De la Décantation.

Nous venons d'employer ci-dessus le mot *décanter*, dont il faut donner la signification.

La décantation est une opération qui peut suppléer à la filtration, et qui, comme elle, a pour objet de séparer d'avec un liquide les molécules concrètes qu'il contient. On laisse, à cet effet, reposer la liqueur dans des vases ordinairement coniques, et qui ont la forme de verre à boire : la matière étrangère se dépose au fond de ces vases, par un repos plus ou moins long : et on obtient la liqueur claire, en la versant doucement par inclinaison.

Cette opération suppose que le corps suspendu dans le liquide est spécifiquement plus lourd que lui, pour qu'il soit susceptible de se rassembler au fond; mais il arrive aussi quelquefois que cette pesanteur spécifique du dépôt approche tellement de celle de la liqueur, que le moindre mouvement suffit pour le remêler : que fait-on alors? Au lieu de transvaser la liqueur et de la séparer par la décantation, ou se sert, comme dans le lavage, du syphon à boules.

Dans toutes les expériences où l'on veut déterminer avec une précision rigoureuse, le poids de la matière précipitée, la décantation est préférable à la filtration, pourvu qu'on ait soin de laver à grande eau et à plusieurs reprises, le précipité.

De la Filtration.

La filtration est une opération par laquelle on sépare des parties hétérogènes mêlées dans une liqueur par le moyen d'un filtre.

Le filtre n'est autre chose qu'un tamis très-serré et très-fin, à travers lequel les parties solides, quelque divisées qu'elles soient, ne peuvent passer, mais qui est cependant perméable pour les fluides.

Le filtre est donc, à proprement parler, l'espèce de tamis qu'on emploie pour séparer des molécules solides, qui sont très-fines, d'un fluide dont les molécules sont plus fines encore.

On se sert, à cet effet, d'étoffes épaisses et d'un tissu très-serré : celles de laine à poils sont les plus propres à remplir cet objet.

On a un chassis en bois, ayant une pointe de clou à chaque coin, pour y attacher l'étoffe.

On en forme aussi une espèce de sac, de figure conique, qu'on nomme *chausse d'Hypocrate.*

On substitue aussi aux étoffes de laine des toiles plus ou moins serrées, que l'on recouvre de papier non colé.

Le papier non colé est aussi employé seul : il n'est aucun corps solide, quelque divisé qu'il soit, qui passe à travers les pores des filtres de papier; les fluides, au contraire, les traversent avec beaucoup de facilité.

Le seul embarras que présente le papier employé seul comme filtre, est qu'il se perce et se déchire avec facilité. On remédie à cet inconvénient en le soutenant par le moyen de diverses espèces de doublures.

On se sert ordinairement d'entonnoirs de verre pour contenir et soutenir le papier; on le plie alors de manière à former un cône de même figure que l'entonnoir; mais alors on tombe dans un autre inconvénient : le papier, lorsqu'il est mouillé, s'applique tellement sur les parois du verre, que la liqueur ne peut couler, et qu'il ne s'opère de filtration que par la pointe du cône : alors l'opération devient très-longue.

Pour remédier à cet inconvénient, on a recours à de petites bandes de verre; on les courbe par le bout à la lampe, de manière à former un crochet qui s'ajuste dans le bord supérieur de l'entonnoir; on en dispose six à huit de cette manière, avant de placer le papier : ces bandes de verre le maintiennent à une distance suffisante des parois de l'entonnoir, pour que la filtration s'opère; la liqueur coule le long des bandes de verre, et se rassemble à la pointe du cône.

Il y a des matières très-épaisses et très-visqueuses, qui ne peuvent passer à travers le papier, et qui ne peuvent être filtrées qu'après avoir subi quelques préparations.

La plus ordinaire consiste à battre un blanc d'œuf, à le diviser dans ces liqueurs, et à les faire chauffer jusqu'à ébullition; le blanc d'œuf se coagule : il se réduit en écume, qui vient monter à la surface, et qui entraîne avec elle la plus grande partie des matières visqueuses qui s'opposoient à la filtration. Par exemple, on est obligé de prendre ce parti pour obtenir ce que l'on nomme, dans les pharmacies, *petit lait :* autrement, il seroit très-difficile de le faire passer par le filtre. On remplit le même objet à l'égard des liqueurs spiritueuses, avec un peu de cole de poisson délayée dans de l'eau : cette cole se coagule par l'action de l'alcool, sans qu'on soit obligé de faire chauffer.

Quand on veut filtrer des acides, on se sert alors de verre pilé, ou de morceaux de quartz grossièrement concassés et en partie réduits en poudre : on place quelques-uns des plus gros morceaux dans le fond de l'entonnoir, pour le boucher en partie; on met par dessus des morceaux moins gros, qui sont maintenus par les premiers : enfin, les portions les plus divisées doivent occuper le dessus; on remplit ensuite l'entonnoir avec de l'acide.

§. V.

Attraction de composition.

L'attraction chimique est la cause immédiate des dissolutions, des combinaisons, des compositions. En se compliquant, elle produit souvent des effets qui paroissent

opposés, mais qui ne sont que le résultat d'une somme plus grande de forces sur une plus foible.

Si les molécules des corps n'obéissoient qu'à cette force qui tend à les rapprocher et à les réunir, elles ne formeroient qu'une masse inerte; mais ces molécules tendent toutes à s'éloigner les unes des autres, par une autre force qui est répandue dans toute la nature, et qui est la chaleur.

Le cit. *Berthollet* vient d'éclairer cet objet important, en examinant l'influence des masses dans le jeu des affinités.

Suivant ce célèbre chimiste, les forces des corps dépendent des masses; d'où il conclut que l'influence des masses peut être la seule cause de cette espèce d'attraction.

Ainsi, une matière mise avec un composé change, dans son action sur celui-ci, suivant la quantité dans laquelle on l'emploie; lorsqu'on l'augmente, elle tend à opérer une décomposition qu'elle n'eût point opérée, si elle avoit été en quantité moindre; et les termes fixes des effets qui se passent entre des corps, ne doivent être décrits ou indiqués qu'à des proportions déterminées entre ces corps.

On peut prouver cette influence par une expérience très-simple.

Si, dans une dissolution de sulfate d'alumine, on verse de l'eau de chaux, l'alumine est précipitée, il se forme du sulfate de chaux : si, après la saturation complete de l acide sulfurique par la chaux, on en ajoute une autre quantité, il se forme du sulfate d'alumine, ce qui ne peut provenir que de la décomposition d'une partie du sulfate de chaux : donc, la masse surabondante de chaux a apporté une différence dans le jeu des affinités.

Les bornes que je me suis prescrites, ne me permettant pas d'entrer dans ces détails, lesquels ne peuvent être bien sentis que dans l'ouvrage même du cit. *Berthollet*, je ne considérerai que l'ensemble de tous les phénomènes dus à l'attraction chimique.

Dix lois établies par le cit. *Fourcroy*, réunissent tous les phénomènes de l'attraction de composition.

PREMIÈRE LOI.

Elle n'a lieu qu'entre des corps différens.

Pour démontrer que deux corps hétérogènes agissent mutuellement l'un sur l'autre, en épuisant réciproquement leurs propriétés particulières, on met dans un verre un peu de potasse ou du marbre en poudre; on verse dessus de l'acide nitrique.

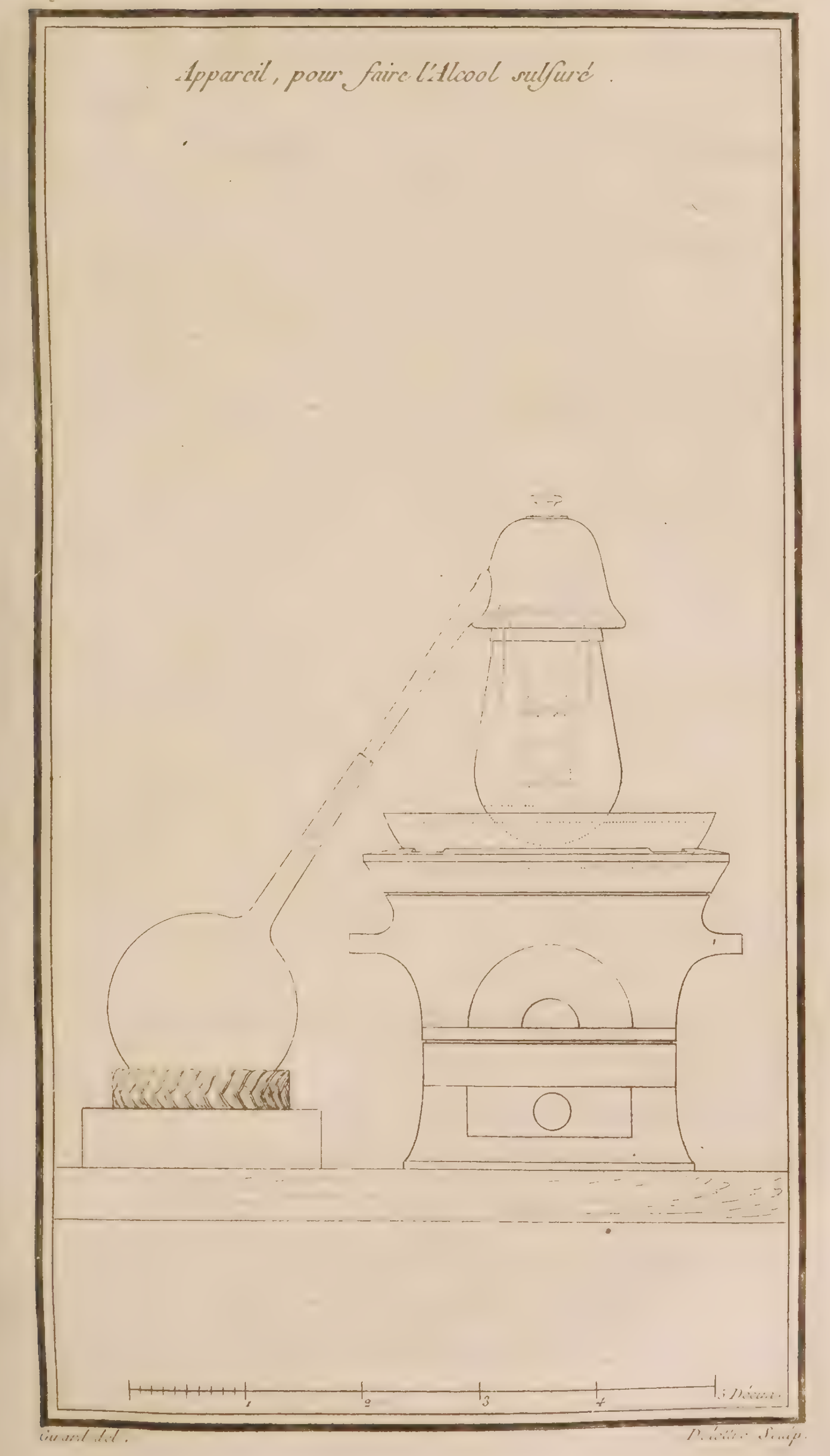
Le phénomène qui s'opère, et le composé qui résulte, prouvent que ces corps, quoiqu'hétérogènes, s'unissent très-bien.

DEUXIÈME LOI.

Elle n'a lieu qu'entre les dernières molécules des corps.

Pour faire voir que l'attraction n'agit sensiblement que sur les molécules élémentaires des corps, on peut mettre en contact du soufre entier et de l'alcool; il n'y aura aucune action; mais si on vient à présenter le soufre à l'alcool, dans ses moindres molécules, alors il y aura union.

Pour faire cette expérience, on met du soufre en poudre dans une cucurbite de verre; on suspend dans son intérieur un bocal contenant de l'alcool; on la recouvre ensuite de son chapiteau, et l'on ajuste au bec un petit


Appareil, pour faire l'Alcool sulfuré.
1
2
3
4
5 Décim.

matras; on lute bien toutes les jointures, on échauffe ensuite l'appareil.

Le soufre se sublime, l'alcool se volatilise : dans cet état, les deux corps se rencontrent; l'alcool dissout le soufre, et l'on obtient dans le matras un fluide légèrement coloré; c'est de l'*alcool sulfuré.*

Preuve que le soufre a été dissout par l'alcool.

C'est d'ajouter de l'eau distillée, le soufre se précipite.

En présentant de l'ammoniaque à de l'acide muriatique, on peut obtenir un effet semblable. Sur le champ, on aperçoit une fumée blanche; l'acide muriatique s'empare de l'ammoniaque, d'où il résulte un composé *muriate d'ammoniaque.*

TROISIÈME LOI.

L'attraction peut avoir lieu entre plusieurs corps.

EXEMPLE : *l'alliage de Darcet.*

Cet alliage est un mélange de huit parties de bismuth, cinq de plomb, et trois d'étain. *Voyez* la leçon sur le plomb.

Les combinaisons des acides avec les alcalis, peuvent encore être employées comme des exemples de cette loi; la formation de l'acide sulfurique, ou la combinaison du soufre avec l'oxigène, etc.

L'énoncé très-simple de cette loi, dit le cit. *Fourcroy*, comprend cependant toutes les combinaisons possibles,

et le véritable ensemble des résultats chimiques, puisqu'il apprend que cinquante-sept corps non décomposés, considérés dans le nombre possible de leurs unions chimiques, prises deux à deux, trois à trois, quatre à quatre et cinq à cinq, sans les pousser jusqu'à une complication plus élevée, donneroient 4,612,972 composés.

QUATRIÈME LOI.

Pour que les corps s'unissent chimiquement, il faut que l'un des deux au moins soit liquide ou fluide.

Il y a des corps qui ne peuvent pas s'analyser, et qui obéissent constamment à la loi de la synthèse.

Il y en a d'autres qui ne peuvent s'analyser, et ensuite se composer avec d'autres corps, qu'après des préparations préliminaires : en vain laisseroit-on dans un vase du soufre et du mercure, aucun de ces corps n'influera l'autre ; mais si l'on y ajoute du calorique, ils se combineront.

De même, lorsqu'on fait le verre, si l'on ne rendoit pas fluide une des substances qui entrent dans sa composition, il n'y auroit aucune action entr'elles.

On est donc obligé d'ajouter du calorique, l'alcali se fluidifie, et le sable se fond ensuite; alors le verre est composé.

L'union d'un acide avec une terre quelconque, est encore une preuve de la nécessité qu'un des corps soit liquide. Il résulte de ce phénomène, ce que l'on appelle une *dissolution*.

On peut prendre pour exemples des différens phénomènes de la dissolution,

Du sucre solide, en poudre, sel marin cristallisé, en poudre, etc.

Dans une dissolution, il n'y a pas plus d'effort de la part du liquide que de la part du solide; la tendance à l'union entre les deux, est égale, et peut-être même, y a-t-il plus de force employée par le solide, pour perdre son aggrégation, qu'il n'y en a dans le liquide, pour la faire perdre au premier.

L'addition d'une petite quantité d'eau sur du sucre en poudre, nous donne là preuve que, dans toute dissolution, une partie du liquide devient solide, avant que le solide devienne liquide.

CINQUIÈME LOI.

Lorsque l'attraction de composition a lieu entre les corps, leur température change.

En appliquant l'expérience à la théorie, on reconnoîtra la vérité de cette assertion.

Lorsqu'on fait éteindre de la chaux, on sait qu'il y a dégagement de calorique.

Si on mêle quatre parties d'acide sulfurique concentré sur une d'eau, il se manifeste une chaleur considérable, au point qu'en plongeant un tube qui contiendroit de l'eau, on parvient à la porter à l'ébullition.

Si l'on dissout du muriate d'ammoniaque dans de l'eau, et que l'on y plonge un thermomètre, il baissera considérablement.

Cet effet sera beaucoup plus sensible dans un mélange de muriate de soude et de glace.

Si on verse une partie d'eau à soixante degrés, sur une quantité égale de glace, le mélange fondu marquera *zero :* il se sera donc combiné soixante degrés de chaleur.

Nous ferons une application directe de cette loi à l'article *calorique spécifique* et *capacité pour le calorique* : il faut simplement remarquer ici que tous les composés qui, au moment où ils se forment, s'échauffent, perdent du calorique, et en contiennent moins que n'en contenoient leurs composans, tandis que tous ceux qui, dans l'instant de leur formation, se refroidissent, absorbent du calorique, et en recèlent plus que leurs principes n'en avoient avant leur réunion.

SIXIÈME LOI.

Les corps entre lesquels l'attraction de composition a lieu, acquièrent des qualités nouvelles et différentes de celles qu'avoient auparavant les corps composans.

Cette vérité est un axiôme fondamental et infiniment remarquable en chimie. Des chimistes ont pensé que les propriétés d'un corps étoient moyennes de celles des composans; c'est une erreur importante à relever, un préjugé essentiel à détruire, parce qu'il est contraire aux progrès de l'art.

On doit examiner cette loi sous différens points.

1°. *Saveur.* Exemples: — muriate oxigéné de mercure.
— sulfate de potasse.

Ces deux exemples prouvent que la saveur est bien différente, lorsque les corps sont unis entr'eux. Le pre-

mier est un poison des plus violens, tandis que les parties constituantes peuvent être prises séparément, sans porter atteinte à l'économie animale. Le deuxième est amer, légèrement purgatif, tandis que l'acide sulfurique d'un côté, et la potasse de l'autre, n'ont aucune de ses propriétés.

2°. *Odeur.* Exemples : — muriate d'ammoniaque.
— sulfure de potasse.

Le muriate d'ammoniaque donne l'exemple que deux corps odorans forment un composé sans odeur.

Le sulfure de potasse, au contraire, lorsqu'il est humecté, répand une odeur fétide; cependant il résulte de deux corps non odorans.

3°. *Couleur.* Exemples : — oxide jaune et rouge de plomb.
— bleu de cobalt.
— vert de cuivre, etc.

En comparant ces divers oxides avec les métaux purs, il sera facile de faire la différence qui existe entr'eux. Il en est de même de la forme, de la consistance, de l'infusibilité.

4°. *De la Forme.*

Deux matières qui ne sont point susceptibles de cristalliser seules, prennent une forme régulière lorsqu'elles sont réunies.

Exemple : — Si l'on mèle dans des proportions convenables, du gaz acide muriatique et du gaz ammoniac, à l'instant de leur union, on obtient des cristaux de muriate d'ammoniaque.

Souvent aussi, la forme est changée et simplement mo-

difiée, comme dans l'union de certains sels entr'eux, du soufre avec les métaux, et dans les alliages métalliques qui offrent des cristallisations différentes de celles des métaux purs.

Enfin, des corps très-susceptibles de se cristalliser par eux-mêmes, perdent cette propriété, lorsqu'ils sont unis à d'autres corps, ainsi que les métaux unis à l'oxigène, quelques-uns d'entr'eux combinés avec les acides, etc.

5°. *De la Consistance.*

Presque jamais la consistance n'est, dans un composé, la même que dans les principes qui le forment.

C'est ainsi que deux fluides unis l'un à l'autre, donnent subitement naissance à un solide.

Exemple : — Combinaison de l'acide sulfurique concentré avec une dissolution de potasse concentrée; on obtient à l'instant un solide.

De l'union de deux solides il résulte souvent un fluide, comme dans les sels neutres combinés avec la glace, et dans le mélange de l'amalgame de plomb et de celui de bismuth.

6°. *De la fusibilité.*

Deux substances très-infusibles, ou très-difficiles à fondre séparément, deviennent très-fusibles lorsqu'elles sont unies.

La combinaison du soufre et des métaux fournit des exemples bien frappans de cette assertion : il en est beaucoup d'autres que les détails présenteront, et dont on pourra facilement faire l'application.

SEPTIÈME

SEPTIÈME LOI.

La force d'attraction de composition se mesure par la difficulté que l'on a à séparer les composans.

Beaucoup de chimistes ont enseigné le contraire : voici sur quoi ils se fondoient.

L'acide nitrique attaque aisément le mercure.

L'acide muriatique l'attaque très-difficilement; d'où ils concluoient que l'acide nitrique avoit plus d'affinité avec le mercure, que l'acide muriatique. Ce raisonnement spécieux est une erreur; car, si l'acide nitrique se combine aisément, il abandonne aussi très-facilement le mercure; et, si l'acide muriatique s'unit difficilement au mercure, il ne s'en sépare que très-difficilement. Il y a même plus, si on verse de l'acide muriatique sur du nitrate de mercure, il s'unira au mercure, et en séparera l'acide nitrique; ce qui est une preuve évidente de l'énoncé de la septième loi.

Ainsi, la véritable, la seule manière exacte de déterminer la force d'attraction chimique entre les corps, est de mesurer celle qu'on est obligé d'employer pour séparer les matières constituantes d'un composé.

HUITIÈME LOI.

Il y a entre tous les corps de la nature une attraction de composition bien différente.

Rendons ceci sensible par des exemples :

Bergman divise cette attraction en *attractions électives simples*, et *attractions électives doubles*.

Lorsque, dans une dissolution contenant deux substances, on ajoute un troisième corps, qui produit la séparation d'un des corps dissous, ce corps reparoissant sous la forme solide, prend le nom de *précipité*, et donne lieu à l'exemple de l'attraction élective simple.

On nomme *précipitant*, la substance employée pour produire cet effet; et *précipité*, le dépot qui se manifeste.

On distingue plusieurs sortes de précipités : précipités vrais, faux, purs et impurs.

On nomme précipité vrai, quand le corps séparé tombe au fond du vase; et l'on dit précipité faux, quand c'est le mélange qui se précipite.

Un précipité est pur, quand, avec les résultats, on peut recomposer le corps; il est impur, quand cela ne se peut, et qu'il est encore possible de l'éloigner de son premier état.

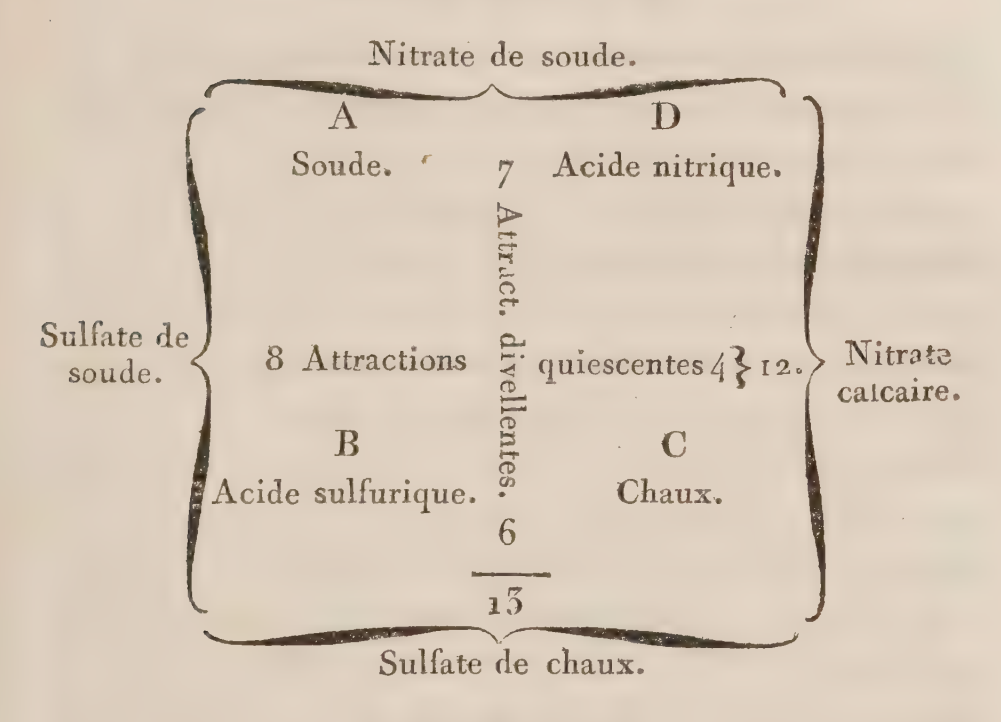
Il est essentiel d'observer qu'on ne peut généraliser ce mot, *précipité*; car il arrive quelquefois qu'en décomposant un corps composé de deux substances, par un troisième, celle qui est déplacée se volatilise. Nous en avons un exemple dans la décomposition du muriate d'ammoniaque par la chaux vive; il se forme un muriate calcaire, et l'ammoniaque se volatilise.

Attractions électives doubles.

On appelle attraction double, la décomposition d'un corps par un autre, composé de deux ou trois substances, mais qui ne se pourroit faire par les mêmes substances prises isolément.

Cette attraction peut être considérée dans deux états : 1°. Nécessaire ; 2°. superflue.

FORMULE.



EXEMPLE.

Un composé d'acide sulfurique, que je nommerai B, et un de soude, que je nommerai A, ne pourra être désuni par la chaux C, ni par l'acide nitrique D, pris chacun isolé; mais le composé CD analysé, décompose fort bien le composé BA, parce que C et D ont moins d'affinité vers BA que B et A n'en ont entr'eux, et que CD a plus d'affinité pour l'un des corps, que celui-ci n'en a pour l'autre.

On donne aux premières le nom d'affinités divellentes, et aux dernières celui d'affinités quiescentes.

Si les affinités quiescentes sont plus fortes que les affinités divellentes, il ne se fait point de changement dans les combinaisons; mais si les forces divellentes l'em-

portent, les combinaisons existantes sont rompues, et il s'en forme de nouvelles.

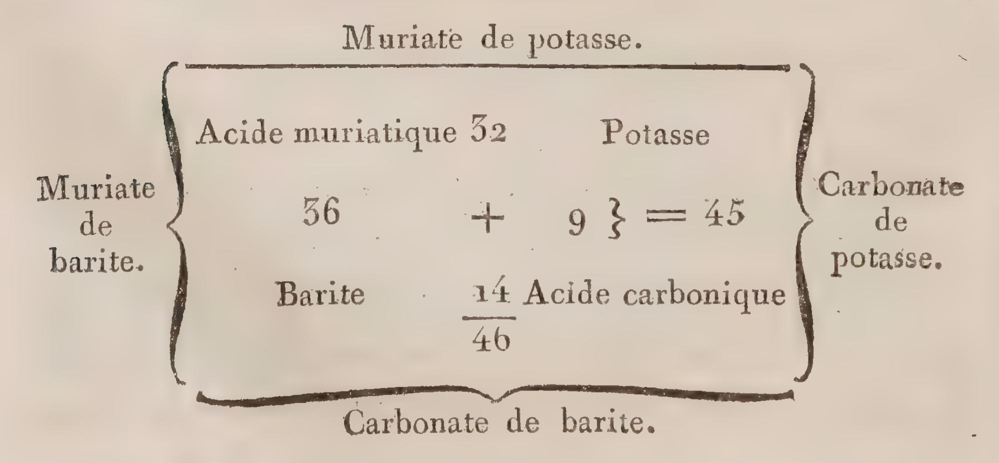
AUTRE EXEMPLE:

Supposons qu'on ait l'intention de décomposer le sulfate de potasse par le muriate de chaux, il y aura plusieurs forces qui agiront.

Les premières forces qui tendent à faire rester les composés dans leur état primitif, s'appellent *forces quiescentes.* Les forces qui tendent à unir l'acide sulfurique à la chaux, et l'acide muriatique à la potasse, s'appellent *forces divellentes* : elles agissent en effet, et forment du sulfate de chaux et du muriate de potasse. Les choses étant dans cet état, on aperçoit qu'il existe des forces qui tendent à combiner la potasse avec l'acide sulfurique, et la chaux avec l'acide muriatique ; on les appelle *forces conspirantes :* celles-ci ne peuvent pas opérer de combinaison nouvelle; ces forces sont actives, lors même qu'elles n'opèrent pas.

Suivons encore un tableau figuratif, pour mieux concevoir le jeu des affinités qu'il représente.

FORMULE.

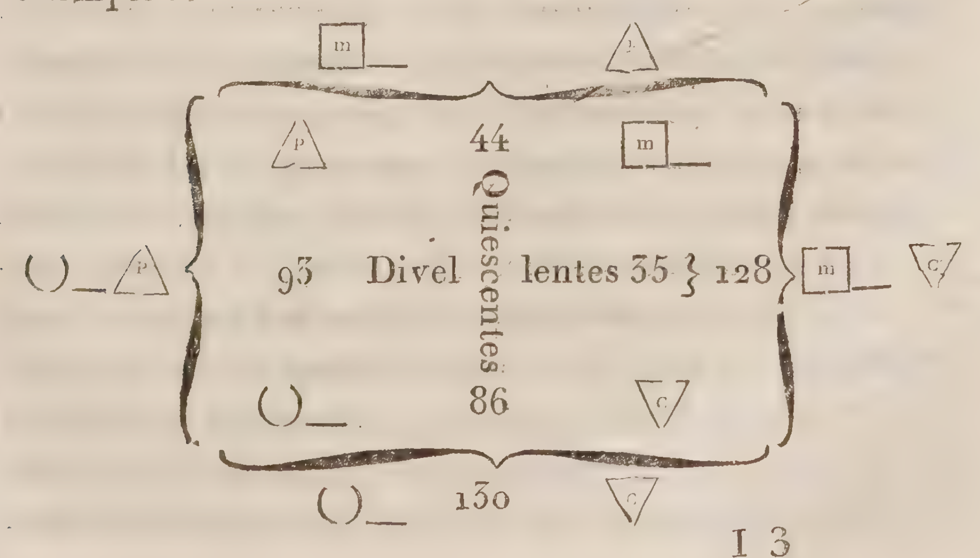


Si on mêle une dissolution de muriate de barite avec une dissolution de carbonate de potasse, l'affinité de l'acide muriatique avec la barite, et celle de la potasse avec l'acide carbonique, sont les affinités quiescentes.

L'affinité de l'acide muriatique avec la potasse, et celle de la barite avec l'acide carbonique, sont divellentes. Ces dernières l'emportent : les premières combinaisons sont rompues, et au lieu de muriate de barite et de carbonate de potasse, on a du muriate de potasse et du carbonate de barite, lequel étant insoluble dans l'eau, se précipite.

On peut encore représenter quelques circonstances de l'opération : ainsi, la pointe de l'accolade inférieure, étant dirigée vers le bas, ou vers le haut, désigne que le corps se précipite ou se volatilise; si, au lieu d'accolade, on emploie une seule ligne, elle indique que la nouvelle combinaison est restée en dissolution.

On se sert aussi de tableaux dans lesquels on emploie les signes abréviatifs de la chimie, qui sont plus propres que les noms écrits des substances, à faire apercevoir d'abord ce qui se passe dans les opérations; en voici un exemple :



Attractions de l'acide sulfurique pour la potasse	= 93	128 quiescentes.	
— de l'acide muriatique pour la chaux.	= 35		
— de la potasse pour l'acide muriatique.	= 44	130 divellentes.	
— de l'acide sulfurique pour la chaux	= 86		

D'où il suit que la décomposition doit s'opérer.

NEUVIÈME LOI.

L'Attraction de composition est en raison inverse de la saturation des corps les uns par les autres.

Pour bien concevoir cette loi, ou ce phénomène constant, plus abstrait et plus difficile à comprendre que les précédens, je transcrirai ici littéralement ce passage de l'auteur de ces lois, le cit. *Fourcroy*. « Il faut, dit-il, » savoir d'abord que les corps, en se combinant entr'eux » par l'attraction de composition, ne s'unissent que dans » des proportions données par la nature; que, lorsqu'ils » sont arrivés à cette proportion respective, les composés » ne peuvent plus prendre une plus grande quantité de » chacun de leurs composans; que ce point atteint est ce » qu'on nomme la *saturation*. Il faut savoir, en second » lieu, que la plupart des corps susceptibles de se combiner, et qui tendent conséquemment à s'unir dans une » proportion donnée, n'arrivent à leur saturation complète que par des circonstances favorables et réunies; » que, lorsque ces circonstances n'existent pas, l'union » entr'eux, quoique non satisfaite, puisque la saturation

» n'a pas encore lieu, demeure cependant en équilibre, » ou en repos, jusqu'à la coïncidence de ces circon- » stances, et qu'ainsi, on doit distinguer les combinaisons » des mêmes corps en diverses quantités comme différens » termes, depuis un *minimum* jusqu'à un *maximum*. » Or, c'est dans ces divers termes, qui peuvent être plus » ou moins multipliés, qu'on observe le phénomène con- » stant, ou l'existence de la loi dont je parle ici; savoir : » que la première portion d'un corps qui s'unit à un autre » corps, y adhère davantage que la seconde; que la se- » conde y adhère plus que la troisième; et qu'enfin, l'at- » traction est d'autant plus foible, qu'on approche da- » vantage de la saturation. Ce fait est d'accord avec une » autre observation également importante : c'est qu'en » général, plus les corps ont d'attraction pour d'autres » corps, et moindre est la quantité qu'ils en exigent pour » être saturés : de-là vient aussi, qu'en décomposant un » composé saturé, on lui enlève plus facilement les der- » nières portions de l'un de ses composans, que les pre- » mières qu'il retient plus fortement. »

Exemple : — Si on met de l'acide sulfurique en contact avec du mercure, on obtiendra, à l'aide du calorique, de l'acide sulfureux et du sulfate de mercure. Une partie de l'acide s'est donc décomposée; l'oxigène, qui le constituoit acide sulfurique, s'est porté sur le mercure, et l'a oxidé. Les premières portions d'oxigène se dégagent donc avec facilité, tandis que les dernières tiennent fortement au soufre : d'où il résulte que les premières molécules qui s'unissent à un corps, adhèrent bien plus fortement que les dernières; et à mesure qu'il approche le plus d'être saturé, les molécules tiennent à ce corps de moins en

moins, en sorte qu'il est souvent très-aisé de séparer les premières molécules des principes d'un composé, tandis que les dernières molécules se séparent avec une extrême difficulté : l'exemple que nous venons de citer en est une preuve.

DIXIÈME LOI.

Entre deux composés qui ne se décomposent pas réciproquement par attraction élective double, la décomposition peut avoir lieu, si l'attraction de deux des principes pour un troisième, l'emporte sur celle qui unit celui-ci à un des deux premiers, quoiqu'au moment même de l'action, l'union entre ces deux premiers n'existe pas encore.

Cette attraction, que le cit. *Fourcroy* appelle *prédisposante*, existe entre un composé binaire qui n'est point encore formé, et un autre corps qui est uni à un quatrième ; elle est la seule cause qui opère la formation de ce composé et la décomposition d'un autre composé, qui n'auroit point eu lieu sans la formation du premier : c'est donc quelque chose de plus, et réellement quelque chose de différent, que le cas des attractions électives doubles.

Par exemples : — L'acide carbonique n'est pas décomposable par le phosphore; il le sera, s'il est combiné avec la soude ou avec la chaux.

Le soufre n'altère en aucune manière l'eau, ce qui prouve que le soufre a moins d'attraction pour l'oxigène, que n'en a l'hidrogène ; mais si on unit le soufre à un alcali, cette combinaison décompose l'eau, quoique l'alcali n'ait pas lui-même d'attraction pour l'oxigène : l'alcali ne peut donc avoir d'attraction que pour l'acide sulfurique, qui doit se former par l'union du soufre et de l'oxigène

de l'eau. Cette attraction favorise la décomposition de l'eau.

CHAPITRE II.

Lumière et Calorique.

PARAGRAPHE PREMIER.

De la Lumière.

La lumière est-elle un corps différent du calorique, ou bien n'en est-elle qu'une modification ? Les chimistes sont encore divisés là-dessus : ceux qui veulent en faire deux substances indépendantes, citent beaucoup d'expériences où elle semble agir en raison de cette indépendance. Par exemple : on trouve dans l'expérience suivante une même action de la part du calorique et de la lumière. On met dans un tube de verre une dissolution d'or avec du charbon, bouilli préalablement pour en dégager l'air : on l'expose aux rayons solaires ; une partie du charbon passe à l'état d'acide carbonique ; et cela, aux dépens de l'oxide qui est réduit.

Si on expose ce même tube dans de l'eau chauffée à 210 degrés du thermomètre de *Farenheit*, le même phénomène a lieu.

Les propriétés physiques de la lumière sont : l'élasticité, sa pesanteur, sa réflexion, sa transparence.

Il seroit difficile de présenter des expériences sur cette partie de la physique générale, sans y joindre des développemens que cet ouvrage ne comporte pas.

Telles sont, en général, les propriétés qui caractérisent la lumière libre, ou considérée comme l'émission du so-

leil et des étoiles fixes : considérons-la maintenant chimiquement.

Elle agit sur les corps, opère des combinaisons et des décompositions.

Ses effets sur les acides.

Si l'on verse de l'acide nitrique, concentré dans un flacon fermé d'un bouchon de cristal, et qu'on l'expose au soleil; au bout d'un certain temps, le flacon se remplira de vapeurs rouges.

Si on expose de l'acide muriatique oxigéné à la lumière, on obtiendra du gaz oxigène.

A cet effet, on met dans un flacon de l'acide muriatique oxigéné; on y adapte un tube de verre, qui va plonger sous une cloche dans la machine pneumatique. Il faut avoir soin que le tube ne touche point à l'acide.

La lumière frappant directement sur la liqueur, décompose cet acide; une partie de l'oxigène oxide le manganèse dont on s'est servi pour oxigéner l'acide muriatique, et l'autre se dégage à l'état de gaz oxigène.

Ses effets sur les oxides métalliques.

Si on expose aux rayons solaires de l'oxide rouge de mercure, l'oxide se décomposera; l'oxigène qu'il contient et qui le constitue oxide, se dégagera, et le métal repassera dans son état naturel.

Les sels métalliques peuvent encore nous servir de preuves pour démontrer l'action de la lumière.

On prépare du muriate d'argent : à cet effet, on prend du nitrate d'argent en dissolution; on y ajoute de l'acide

muriatique, qui s'empare de l'oxide d'argent, et forme un sel insoluble, muriate d'argent.

On expose ce muriate à la lumière, sur une plaque de verre, colée par-dessous avec du papier noir. Au bout de quelques heures, on voit que la lumière n'a agi qu'à la surface; le sel se trouve réduit à l'état métallique, tandis qu'à l'endroit où la lumière n'a point frappé, il n'y a point eu de décomposition.

Effets de la lumière sur le végétal.

La lumière est nuisible à la germination des semences.

Que l'on mette des semences de cresson sur un morceau de liége enveloppé d'un papier-brouillard, et flottant dans l'eau; si on le prive du contact de la lumière, on verra la vitesse du développement, en comparant cet appareil avec d'autres semblables mis à la lumière; on observera qu'à mesure que les graines jouissent d'une lumière plus vive, leur développement est plus retardé; de façon que la lumière la plus vive, celle du soleil, leur devient toujours la plus nuisible.

La lumière présente encore un phénomène intéressant.

Si on place un certain nombre de feuilles dans une cloche pleine d'eau et renversée, et qu'on l'expose à l'action du calorique, il se dégagera des feuilles un gaz qui aura, outre beaucoup d'autres propriétés, celle d'être impropre à la combustion.

Si, au contraire, on expose une même cloche préparée de même, aux rayons solaires, on aura pour résultat un gaz qui a la propriété d'être propre à la combustion.

Ce qui démontre bien que la production de ce fluide est due à l'influence de la lumière sur ces feuilles.

La lumière altère la couleur des vegétaux. L'étiolement des plantes dépend de l'absence de la lumière. Les plantes se nourrissent très-bien dans une obscurité parfaite, et même elles y croissent plus rapidement qu'au soleil, pourvu que l'air qui les entoure soit respirable.

Tout le monde connoît la manière qu'emploient les jardiniers, pour étioler les chicorées; quand elles sont venues à une certaine hauteur, ils les lient et les privent par-là du contact de la lumière.

La maturité et le principe résineux sont autant de propriétés qui en dépendent.

On voit même que l'influence de la lumière est marquée sur les autres êtres; car, comme on l'a observé, les vers et les chenilles qui vivent dans la terre ou dans les bois, sont blanchâtres; les oiseaux et les papillons de nuit se distinguent de ceux du jour par leurs couleurs peu brillantes; la différence est encore marquée entre ceux du nord et ceux du midi.

Les animaux tombent malades par la privation de la lumière, et même en périssent. Si l'homme est renfermé long-temps dans un cachot, il croît des pustules remplies d'humeurs aqueuses sur la peau, et il devient hydropique.

§. II.

Du Calorique.

Le calorique est une substance qui produit le sentiment de la chaleur.

La chaleur se communique en général aux corps, de trois manières: 1°. par le contact d'un corps chaud; 2°. par frottement; 3°. par l'acte de la combinaison.

Les phénomènes du calorique peuvent être divisés en neuf classes.

A. 1°. Il produit sur la peau des sensations douloureuses: ces sensations dépendent de la différence de température de la peau touchante et du corps touché. Lorsque le corps touché a une température moindre, il imprime le sentiment du froid.

2°. Les différences, lorsqu'elles sont extrêmes, décomposent la peau et lui ôtent le sentiment et la vie. Pour le même corps, la sensation est d'autant plus forte que la différence de température est plus grande.

A égales températures, le sentiment varie en raison de la propriété conductrice de la chaleur des corps.

B. La conductibilité de la chaleur est la vîtesse avec laquelle la température se met en équilibre dans un corps.

On distingue aussi le calorique de la chaleur, parce qu'on ne doit jamais confondre sous la même dénomination un effet et la cause qui lui donne naissance.

La chaleur n'est autre chose que l'effet produit sur nos organes par le passage du calorique, qui se dégage des corps environnans. Lorsque je touche un corps froid, le calorique passe de ma main dans le corps que je touche, et j'éprouve la sensation du froid; lorsque je touche un corps chaud, le calorique passe du corps à ma main, et j'ai la sensation de chaleur; mais tous les corps offrent-ils au calorique un passage également libre et facile? Non.

On doit donc distinguer ici cet objet: 1°. calorique conduit; 2°. calorique arrêté.

Les métaux et la plupart des liquides nous donnent l'exemple du premier point.

Si on prend un fil de fer, et qu'on présente une de ses

extrémités au foyer de la flamme d'une bougie, on ne tardera pas à éprouver la sensation de chaleur.

Si, au contraire, on prend un charbon embrasé à une de ses extrémités, et qu'on touche le corps à une petite distance de cette extrémité, on n'éprouvera aucune sensation de chaleur.

Pourquoi ces effets? C'est que le calorique se propage facilement à travers les molécules du fer, tandis que les molécules du charbon se refusent à son passage.

Le verre, les résines, la soie, la laine, la paille, etc. résistent plus ou moins au passage du calorique.

D'après ce que nous venons de dire, on doit voir les applications utiles que l'on peut faire aux arts et aux usages même les plus ordinaires de la société; tels que, aux poêles, pour chauffer les appartemens; aux vases, pour évaporer ou chauffer de l'eau; aux matières qui forment les parois ou l'enveloppe des fourneaux aux glacières, aux habillemens, etc.

C. Le calorique augmente le volume des corps; sa retraite les diminue.

Les corps dilatés ne le sont ainsi que par le passage du calorique d'un corps dans un autre; suivant les circonstances, on a une dilatation ou une condensation dans les liquides : moyens dont on se sert pour construire les thermomètres.

On appelle *thermomètre*, un instrument propre à apprécier les différens degrés de chaleur.

Les thermomètres qu'on emploie habituellement, sont composés d'un vase plein de liquide; le vase est surmonté d'un tube dans lequel on mesure les augmentations ou di-

minutions de volume des liquides : c'est la différence d'augmentation de volume entre les liquides et les vases, qui indique les variations de température, sur des échelles tracées le long du tube.

La matière des vases est ordinairement de verre, à cause de sa transparence et de sa foible augmentation de volume.

La forme des vases est ou sphérique, ou cylindrique, surmontée d'un tube : toute autre forme pourroit être employée de même. Les cylindres sont courts, gros et droits, ou étroits, longs et courbes, ou en spirales.

De toutes les formes, la sphérique est la plus régulière; la cylindrique, la plus commode.

Les liquides les plus en usage, sont : l'huile de lin employée par *Newton*, le mercure par *Farenheit*, l'alcool par *Réaumur;* on peut aussi employer tout autre liquide.

Les conditions essentielles sont : qu'il y ait une grande distance entre la température qui les solidifie et les gazéifie.

L'huile de lin et le mercure peuvent supporter une haute température avant de se gazéifier; l'alcool peut supporter un grand froid avant de se solidifier.

Pour rendre les thermomètres comparables, il faut non seulement qu'ils soient de même forme, de même matière pour les vases ainsi que pour les liqueurs; il faut encore qu'on puisse les exposer à des températures constantes, afin d'établir leur graduation entre les températures.

Réaumur en a proposé une, la congélation de l'eau.

Farenheit a proposé l'ébullition de l'eau; celle-ci varie par la pression de l'atmosphère.

Long-temps avant ces physiciens, *Newton* avoit proposé plusieurs intermédiaires.

Il marquoit zéro à la congélation de l'eau;

24 à la congélation de la cire fondue;

33 à la fusion d'une partie égale d'étain et de bismuth;

57 à la fusion de { 2 parties d'étain; 1 partie de bismuth.

81 Fusion du bismuth.

96 Fusion du plomb.

Par les méthodes de *Réaumur* et de *Farenheit*, la plus légère différence dans la matière des vases, des liquides, ainsi que dans la forme des thermomètres, empêche qu'on ne puisse en obtenir de comparables.

Par la méthode de *Newton*, on peut déterminer la loi de graduation, telle que tous les thermomètres soient comparables.

Réaumur marquoit zéro à la congélation de l'eau, comme son alcool augmentoit de 0,080 à l'ébullition, on divise l'espace contenu entre les points, en 80 parties.

Farenheit a divisé l'espace contenu entre la congélation et l'ébullition de l'eau, en 180 degrés; il marque 32 à la congélation.

De la congélation à l'ébullition de l'eau, la différence de l'augmentation de volume est à-peu-près — mercure 0,014; — eau 0,037, — alcool 0,087, — huile de lin 0,072.

Cette augmentation est déduite des expériences de *Mussembroeck*; d'autres physiciens ont donné d'autres rapports, parce qu'ils se sont servis de vases composés d'autres matières, ayant d'autres formes, et que les liquides n'étoient pas les mêmes.

Construction

Construction des thermomètres.

Il faut d'abord avoir un tube calibré ; on le chauffe à la lampe d'émailleur ; on accumule une partie de la matière qui le compose, en une petite boule que l'on fait rougir et que l'on souffle ensuite : il se forme au bout du tube une petite sphère que l'on remplit ensuite d'alcool coloré. On fait chauffer cette boule : l'air intérieur se raréfie, et quand il est dans cet état, on plonge l'extrémité du tube dans la liqueur, et l'air qui se condense, occupant moins de place, permet à l'air atmosphérique de chasser cette liqueur dans le globe : il n'en est pas cependant rempli entièrement. On chauffe de nouveau cette boule, et lorsqu'on voit l'alcool réduit en vapeurs, on le plonge de nouveau, et il se remplit en totalité ou à-peu-près. Lorsqu'il reste une petite balle d'air, pour l'en chasser, on emploie un moyen bien simple : on imprime, au moyen d'un fil, un mouvement de rotation au tube ; la liqueur, par ce mouvement, se porte à la circonférence, et la bulle d'air se trouve chassée. Pour rendre ensuite cet instrument comparable, on met de la glace pilée dans un vase ; on le remplit en partie d'eau, et on y plonge le thermomètre ; l'alcool se condense, et on part de ce terme pour zéro. On ferme hermétiquement le tube par le haut, et ensuite on le plonge dans l'eau bouillante.

Pyromètre de Wedgwood.

Comme les thermomètres de verre sont très-fusibles, on ne peut, avec ces instrumens, évaluer que des degrés de chaleur inférieurs au degré de fusion du verre lui-même.

Le pyromètre de *Wedgwood* est celui dont on fait usage le plus communément : il est construit sur le principe que l'argile la plus pure prend au feu un retrait proportionné à la chaleur qu'on lui applique. Ce pyromètre consiste en deux parties : l'une, qu'on appelle *jauge*, et qui sert à mesurer les degrés de diminution ou de retrait; l'autre, comprend de petits cylindres d'argile, qu'on appelle *pièces pyrométriques*.

Un phénomène assez singulier, que présente le pyromètre, c'est que les pièces d'argile ne commencent à éprouver de retrait qu'à 5 ou 6 degrés de chaleur pyrométrique, ce qui répond à 468 ° du thermomètre de *Réaumur*. On a cru pendant longtemps que le plus haut degré de chaleur qu'on peut donner à un corps, étoit de 700 ° de ce même thermomètre; le pyromètre a démontré combien cette hypothèse étoit éloignée de la vérité, puisque l'on est parvenu à donner jusqu'à 180 ° pyrométriques : ce qui répond à plus de 8000 ° du thermomètre de *Réaumur*.

Wedgwood a comparé les divisions de son pyromètre à ceux de *Farenheit*; il en a présenté les différences dans un tableau : le citoyen *Guyton* a ajouté l'échelle de *Réaumur* et celle de 100 degrés. *Voyez* la table ci-jointe.

D La quatrième série des phénomènes produits par le calorique, est le passage des corps solides à l'état liquide, et de ceux-ci à l'état gazeux.

L'action du calorique peut être considérée comme tendant à détruire l'aggrégation et à favoriser la combinaison.

Il faut examiner cet objet sous quatre points de vue principaux : 1°. il est des corps que la chaleur n'altère pas : elle ne fait que les dilater; 2°. le calorique fait passer

TABLE

Des degrés de chaleur déterminés par le pyromètre à pièce d'argile, et de leur correspondance avec les autres échelles thermométriques.

Page 146

	PYROMÈTRE de WEDGWOOD.	THERMOMÈTRE de FARENHEIT.	THERMOMÈTRE de RÉAUMUR.	ÉCHELLE de 100 DEGRÉS.
La chaleur rouge pleinement visible au jour......	00	1077	478,66	598,32
La chaleur à laquelle fondent les émaux colorés....	6	1857	825,33	1031,66
Le cuivre jaune se fond à	21	3807	1692	2115
Le cuivre de Suède à..........................	27	4587	2038,66	2548,32
L'argent pur à................................	28	4717	2096,44	2620,55
L'or pur à	32	5237	2327,55	2909,47
La chaleur des barres de fer, au point de souder....... plus foible.......	90	127,77	5678,66	7098,32
La chaleur des barres de fer, au point de souder....... plus fort........	95	134,27	5967,55	7459,43
La plus grande chaleur d'une forge de maréchal....	125	173,27	7700,99	9626,24
La fonte entrée en fusion à....................	130	179,77	7989,77	9986,21
La plus grande chaleur d'un fourneau à vent, de huit pouces quarré.........................	160	218,77	9723,11	12153,86
Ainsi, un degré de pyromètre répond à.........	....	130	57778	7223

les corps de l'état solide à l'état fluide : ce phénomène se nomme *fusion*, et les corps *fusibles*, tels sont le soufre, le plomb, la glace, la cire, le bismuth, etc.

Cette fusibilité, poussée plus loin, est la *volatilisation*. On nomme volatiles, les corps susceptibles de cette propriété, tels que le benjoin, l'eau bouillante, etc.

Ceux qui ne jouissent pas de cette propriété, sont appelés *fixes*. Il y a plusieurs degrés de cette volatilité; l'*ultimatum* sont les corps fondus en gaz.

3°. Les corps décomposables sans altération : ce qui constitue l'analyse vraie. Un des corps est toujours fixe, et l'autre volatile.

4°. Si les corps que l'on expose au calorique sont composés de plusieurs principes volatiles et fixes, les volatiles s'unissent ensemble; les fixes se combinent également : il en résulte de nouveaux composés; ce qui constitue l'analyse fausse.

On remarque que plusieurs solides augmentent de volume, en se liquéfiant, sans cependant varier de température : dans le nombre, est la cire, le suif, le fer, l'airain ; d'autres diminuent, comme l'eau, etc.

Tous les solides, en se liquéfiant, absorbent du calorique ; l'eau en absorbe une quantité capable d'élever la même masse d'eau de zéro à 60 degrés de *Réaumur*; le mercure en absorbe une quantité capable d'élever la même masse de mercure de — 32 à + 34 de *Réaumur*.

Tous les liquides, en se gazéifiant, absorbent une quantité de calorique considérable, sans changer de température; l'eau absorbe à-peu-près la quantité de calorique capable de faire passer six fois le même poids d'eau, de la congélation à l'ébullition.

La faculté qu'ont les liquides de se gazéifier à différentes températures, en raison de la pression de l'atmosphère, permet d'en faire usage pour déterminer la pression de l'atmosphère, et conséquemment, pour mesurer la hauteur des montagnes.

L'action de la chaleur produit un effet d'autant plus grand qu'elle éprouve une plus grande résistance, qu'elle est plus retardée si le corps qu'on échauffe est de nature à céder à la première action de la chaleur; les parties de la surface perdent leur adhérence, se liquéfient, avant même que les intérieures aient eu le temps de s'échauffer; ainsi, de couche en couche, la masse se fond comme de la cire ou du beurre; ou bien, ces parties se dissipent en fumée ou en flamme, comme une bûche qui brûle à sa surface, tandis que son centre est presque froid; mais, si les parties de la surface ont assez de fixité, si elles résistent assez longtemps pour donner aux parties internes le temps de s'échauffer, la rupture de leur adhérence doit avoir lieu presque en même temps partout, et la fusion devient générale en peu de temps : c'est ce qui arrive aux métaux qui fondent. Aussi, les bois ne brûlent que successivement; la cire et les graisses ne fondent que peu-à-peu; mais les métaux, d'abord plus difficiles à fondre, coulent aussi plus promptement et plus complètement, lorsqu'ils ont atteint le degré de chaleur nécessaire. Pour s'en convaincre, on peut faire l'expérience suivante :

On prend deux vases semblables, que l'on place sur le même feu; on met dessus une égale quantité de cire sur l'un, et sur l'autre de l'étain, sans le remuer. La cire fondra successivement et peu-à-peu : l'étain sera longtemps sans changer d'état apparent; mais lorsqu'il com-

mencera à couler, fort peu de temps après il sera en fusion parfaite, et alors il restera encore un morceau de la cire dans l'état solide : de sorte que, quoique l'étain ne commence à fondre que longtemps après la cire, il est cependant entièrement fondu avant que la cire le soit. En un mot, les huiles grasses s'enflamment plus difficilement que l'alcool; mais leur embrasement produit un degré de chaleur beaucoup plus considérable. La même charge de poudre qui s'enflamme en plein air, ne produit qu'un effet très-inférieur à celui qu'elle est capable de produire dans un canon.

On rend les métaux fusibles plus aisément, ou à un moindre degré de chaleur, en les alliant avec quelqu'autre substance.

Les soudures fortes sont des alliages de cette nature, qui fondent à un degré de chaleur moindre que celui qui seroit nécessaire pour faire fondre les pièces qu'on veut réunir; le cuivre jaune, qui est un alliage de cuivre rouge et de zinc, sert de soudure pour le cuivre rouge. L'argent allié avec le cuivre rouge, sert de soudure pour l'argent, et ainsi des autres. La fonte de fer et l'acier, qui sont du fer allié avec le carbone, fondent à un degré de chaleur moindre, que ne le fait le fer doux.

E On peut augmenter l'action ou les effets d'un même feu, d'un feu entretenu avec la même matière, de quatre manières différentes :

1°. En augmentant la quantité de matière qui lui sert d'aliment;

2°. En concentrant cette action, ou en empêchant qu'elle ne s'étende et ne se dissipe dans un trop grand espace;

3°. En dirigeant cette action vers un même endroit;

4°. En soufflant le feu avec de l'air pur.

Le premier moyen est si usité, qu'il n'a pas besoin de preuves; on sait qu'en ajoutant du bois ou du charbon à un feu déjà allumé, son action augmente : il faut cependant que la quantité de matière ajoutée trouve un feu proportionné à son degré d'inflammabilité et à son volume; du bois vert, ou une grosse bûche, ajoutés à un petit feu, n'y fera que noircir; mais si ce bois est bien sec et divisé en petites parties ou copeaux, il s'y embrasera. Un corps ne peut s'embraser qu'en se combinant avec l'oxigène, et cette combinaison ne peut avoir lieu qu'au moyen d'un certain degré de chaleur. Si le feu est petit, et que le corps soit d'un gros volume, ou trop abreuvé d'eau, le feu est éteint avant que le corps ait eu le temps de s'échauffer assez. Par la même raison, une bougie allumée, que l'on renverse, s'éteint par la cire fondue qui coule sur la mèche, et qui n'avoit pas encore acquis le degré de chaleur nécessaire à son embrasement.

Le deuxième moyen est de concentrer l'action du feu, ou de l'empêcher de s'étendre ou de se dissiper dans un trop grand espace : c'est ce qu'on fait par le moyen des fourneaux. Le feu, ainsi renfermé, devient comme le centre d'une sphère d'activité dont les rayons vont frapper les parois des fourneaux; mais ces rayons sont réfléchis vers le milieu, et leur action s'y trouvant comme concentrée, en agit avec d'autant plus de force. Les étuves peuvent être regardées comme des espèces de fourneaux dans lesquels la chaleur s'applique à un grand nombre de corps à la fois.

Un paravent déployé devant une cheminée, fait aussi,

en quelque façon, l'office de fourneau : car, non seulement il garantit de l'air froid qui peut venir des portes et des fenêtres, mais il réfléchit encore les rayons de chaleur, et les empêche de trop s'étendre et de se dissiper.

Le troisième moyen consiste à diriger vers un même endroit l'action du feu ou les parties déjà embrasées qui s'exhalent : c'est ce que font les orfévres, les bijoutiers, les metteurs en œuvre, les émailleurs, les artistes en verre, etc. avec leur lampe et leur chalumeau, ou le soufflet. Cette flamme, ainsi dirigée, devient active au point de fondre le verre, l'émail et les métaux ; car le souffle introduit dans la flamme le fluide propre a la combustion. Par ce moyen on obtient deux avantages, l'un d'exciter un grand degré de chaleur, et l'autre, de ne chauffer que l'endroit que l'on veut qui le soit.

Le quatrième est de souffler le feu avec du gaz oxigène. On ne connoît pas de feu aussi actif. *Lavoisier* n'a presque point trouvé de substances qui ne cédassent à l'action de ce feu violent. Le platine, les rubis orientaux qui ne souffrent presque pas d'altération à la chaleur du verre ardent, se fondent, le platine complètement, et les rubis se ramollissent au point de se souder plusieurs ensemble.

Moyens de diminuer l'action du feu.

Il suffit de supprimer les moyens par lesquels on l'augmente. Cette suppression est la cause la plus ordinaire du ralentissement ou même de l'extinction du feu : celui d'un poêle ou d'une cheminée donne moins de chaleur s'il manque de bois ; souvent même, quoique le bois n'y manque pas, il languit, si l'on néglige de le souffler.

Mais cette extinction du feu ne se fait que lentement: il y a des circonstances où il est intéressant d'aller plus vîte. On sait que rien ne brûle sans le contact de l'air; il suffit donc, pour produire la privation d'air nécessaire, d'appliquer à la surface du corps embrasé une matière qui ne soit pas combustible, comme, par exemple, de l'eau; mais il faut pour cela que l'eau puisse demeurer en liqueur plus longtemps que ne peut durer l'embrasement; c'est pourquoi il faut en jeter beaucoup : car, si l'on ne jette qu'une petite quantité d'eau sur un grand feu, cette eau éprouvant un degré de chaleur plus violent que celui qu'elle peut soutenir en plein air, se décompose; son oxigène se combine avec le corps qui brûle, et son hidrogène se combinant avec le calorique, forme un gaz qui s'embrase sur-le-champ, et ajoute beaucoup à l'activité de la flamme.

F Le refroidissement n'est autre chose qu'une diminution de chaleur : on doit voir cesser, dans un corps qui se refroidit, tous les effets du feu dont nous venons de parler.

1°. Ce qui étoit flamme, ne devient plus que fumée épaisse; l'évaporation se ralentit ou même cesse entièrement.

2°. Les matières liquéfiées deviennent moins coulantes et reprennent ensuite leur première consistance.

3°. Le volume augmenté par la raréfaction se contient dans des limites plus étroites.

Quand tout cela se fait lentement, les parties se rapprochent proportionnellement et dans un ordre naturel, surtout si cette action n'a enlevé à la masse aucun de ses principes, tel que l'or que l'on a fondu.

Mais un refroidissement trop prompt a quelquefois des effets très-différens : il diminue si promptement la mobi-

lité respective des parties, qu'il les fixe avant qu'elles n'aient pu s'arranger dans l'ordre qui leur convient : ces parties ne se touchent qu'imparfaitement; le corps ne prend qu'une consistance incomplète. C'est ce qui arrive à l'acier que l'on trempe : aussi, est-il alors plus cassant, et la densité moindre qu'elle n'étoit avant la trempe.

La même chose arrive à des vases de verre qui n'ont pas partout une épaisseur égale, et qu'on laisse refroidir trop subitement. Les parties n'adhèrent que foiblement entr'elles; ces vases se cassent souvent d'eux-mêmes. Pour prévenir cet inconvénient, on leur donne le *recuit.*

On ne connoît pas de corps absolument froid : un tel corps seroit celui qui ne contiendroit pas de calorique dans l'état de liberté. Or, on n'en a jamais trouvé de cette espèce. On ne connoît point le zéro de chaleur; le froid n'est donc qu'une moindre chaleur : il n'est par conséquent pas une qualité positive, mais seulement relative. Tel corps est froid à l'égard de celui-ci, qui paroît chaud par rapport à celui-là; si l'on plonge un thermomètre dans la glace, il descend, s'il sort d'un air tempéré : elle le fait monter, s'il sort d'un mélange de sel et de glace.

On trouve les caves chaudes en hiver et froides en été, quoique leur température soit à-peu-près la même dans toutes les saisons : cela vient de ce que, quand nous y descendons en hiver, nous sortons d'un air froid; et en été, nous sortons d'un air chand. Il est même possible que la même personne trouve la même substance chaude et froide dans le même instant. *Exemple :* qu'une personne tienne une de ses mains bien froide, et l'autre bien chaude, qu'elle plonge dans le même moment l'une et l'autre dans un seau d'eau de puits; avec la main qui sera

froide, on trouvera cette eau chaude; avec la chaude, on la trouvera froide.

Ceci nous conduit à l'explication de cet axiôme:

Tout corps de dessus lequel un fluide s'évapore, se refroidit, et d'autant plus que l'évaporation de ce fluide est plus prompte.

Expérience : — On emplit d'eau une boule mince de thermomètre, ainsi qu'une partie de son tube; on plonge cette boule dans l'eau ou dans l'alcool, ou dans l'éther; on la retire de l'eau, et on l'agite dans l'air: on parvient ainsi à faire geler l'eau de la boule.

La raison de ce refroidissement est qu'une substance ne peut passer à l'état de vapeur, sans se combiner avec une assez grande quantité de calorique. Une portion de calorique est, par-là, enlevée au corps de dessus lequel la substance s'évapore, et sa disette occasionne du refroidissement: voilà pourquoi, jusqu'à ce qu'on se soit bien essuyé, on sent du froid en sortant du bain, quand bien même l'air dans lequel on passe seroit plus chaud que le bain.

Les chasseurs et les militaires savent profiter de ce moyen de refroidissement pour boire frais: pour cela, ils enveloppent leurs bouteilles de linges mouillés; et les exposant au soleil, l'évaporation est plus prompte.

G *Production de la lumière.*

La lumière est incandescente : c'est celle d'un fer rouge, de tous les métaux rouges qui laissent dégager le calorique qui y étoit accumulé.

La lumière est flambante : c'est celle de la plus grande partie des corps combustibles.

La lumière flambante a lieu lorsque deux substances gazeuses se réunissent pour se solidifier, se liquéfier, ou même former des gaz plus denses, tels par exemple, la lumière des lampes, bougies, chandelles, alcool, bois, soufre, phosphore, etc.

La lumière flambante est presque toujours produite par la combinaison de l'oxigène; il est cependant des cas où il y a production de lumière sans combinaison d'oxigène. Dans la combinaison de l'eau avec la chaux, on distingue, comme le cit. *Laplace* l'a indiqué, de la lumière dans l'obscurité, surtout lorsque la combinaison est rapide.

Toujours la production de la lumière est accompagnée de chaleur; mais il est des cas où la chaleur est insensible, comme dans la lumière des bois pourris, des substances animales en putréfaction. Les lumières ne sont produites que lorsque les corps sont plongés dans les milieux qui contiennent de l'oxigène.

Très-souvent on a de la chaleur sans lumière sensible, telles sont les pierres fortement chauffées, mais pas assez pour être incandescentes.

La chaleur et la lumière peuvent être produites par la combinaison intime de deux corps, quand ils ont beaucoup d'affinité l'un pour l'autre : il y a chaleur et lumière, en combinant de l'acide nitrique concentré avec des huiles volatiles, et même avec le charbon échauffé.

Le phosphore, le pyrophore, produisent aussi de la chaleur et de la lumière : il est d'autres substances, comme le phosphore de Boulogne, qui sont lumineuses par une combustion lente.

H *Du Calorique dégagé des corps, et passant dans un autre corps, ou Capacité de chaleur.*

S'il est des corps qui s'échauffent plus promptement que les autres, il en est aussi qui ne se refroidissent pas également dans un temps donné. On ne connoît pas bien la loi suivant laquelle cela s'exécute : on peut cependant dire, en général, que la chaleur se communique en raison des *masses*; c'est pourquoi on ressent plus de froid aux mains, quand on touche du marbre ou un métal pendant l'hiver, que quand on touche du bois ou des étoffes qui sont moins denses, quoique la température de tous ces corps soit la même; car le refroidissement de la main est la perte qu'elle fait d'une partie de son calorique.

Capacité pour le calorique.

Il existe dans tous les corps deux portions de calorique bien distinctes : 1°. calorique combiné; 2°. calorique interposé.

Le calorique combiné est celui qui est enchaîné dans les corps, par la force d'affinité ou d'attraction, et qui constitue une partie de leur substance, même de leur solidité.

Le calorique interposé est celui qui, sans être engagé dans aucune combinaison, se trouve entre les molécules des corps.

Un exemple familier rendra plus sensible la différence qui existe entre ces deux portions de calorique.

Un morceau de pain, plongé dans l'eau, contient deux portions d'eau bien distinctes ; l'une est dans un état de combinaison, et forme une partie constituante du pain;

l'autre est seulement interposée entre ses molécules : elle paroît sous forme d'eau, et s'échappe par la pression.

La propriété qu'ont les corps d'absorber la quantité de calorique, est appelée *capacité*.

Ainsi, pour élever du même nombre de degrés la température de deux corps égaux, soit en masse, soit en volume, il faut presque toujours leur communiquer d'inégales quantités de calorique.

Pour déterminer la capacité de différens corps, il faut les considérer comme ayant des poids égaux et des températures semblables, ou comme ayant des volumes égaux et mêmes températures; et la différence entre les résultats de ces comparaisons, sera comme la différence qui se trouve entre les pesanteurs spécifiques des substances comparées.

Deux corps égaux, soit en masse, soit en volume, et réduits à la même température, contiennent presque toujours d'inégales quantités de calorique. On désigne chacune de ces quantités par l'expression de *calorique spécifique*, ou *quantité spécifique de calorique*.

On connoît deux moyens de déterminer les capacités :

Le premier consiste à mêler ensemble des poids ou des volumes égaux de substances hétérogènes, dont les températures sont différentes, et à observer la température du mélange : les capacités sont alors en raison inverse des changemens de température.

Prenons pour exemple la glace et la limaille de fer.

On pèse parties égales de ces deux substances; on met la glace à 1 degré au-dessus de zéro, et on fait chauffer le fer à 10 degrés au-dessus de zéro : on mêle ensemble ces deux substances dans un vase de verre ; on y plonge un

thermomètre : la température du mélange est alors de deux degrés.

Si on veut multiplier les exemples, on peut se servir de différentes substances, et suivre l'ordre indiqué. Quant à la manière d'opérer, l'exemple que nous venons de donner doit guider pour tous.

L'expérience ci-dessus prouve que la même quantité de calorique, qui élève la température d'une partie de fer à 8 degrés, ne peut élever une quantité égale d'eau, que d'un seul degré : d'où il résulte que la capacité de l'eau est à celle du fer, comme 8 est à 1 ; mais nous venons de voir que les changemens de température étoient dans ces deux substances, comme 1 est à 8. On peut donc conclure qu'en se servant de cette méthode, c'est-à-dire, en mêlant des poids égaux de substances hétérogènes, ayant différente température, et en observant la température du mélange, les capacités de ces substances sont en raison inverse de leur changement de température.

Le second moyen, que nous devons à *Lavoisier* et au cit. *Laplace*, consiste à échauffer les corps, à les placer ensuite au milieu d'une sphère creuse de glace, et à rassembler la quantité d'eau formée; les capacités sont alors en raison directe des quantités de glace fondue.

On met une quantité d'eau à 60 degrés dans une sphère creuse de glace, ou dans un appareil propre à la représenter.

Cette eau, à 60 degrés, fait fondre une quantité égale de glace.

On met dans le même appareil cent parties de limaille de fer à 60 degrés : cette limaille fait fondre deux parties et demie de glace.

Il seroit sans doute difficile de se procurer des sphères de glace creuse pour faire les dernières expériences que nous venons de rapporter; et quand même on pourroit se les procurer facilement, elles offriroient beaucoup d'inconvéniens dans la pratique. Ces motifs ont engagé *Lavoisier* et le cit. *Laplace* à y suppléer par un appareil auquel ils ont donné le nom de *calorimètre.*

Ce seroit ici le cas d'en donner la description; mais la précision que nous nous sommes imposée, et les longs détails dans lesquels il seroit nécessaire d'entrer pour faire connoître l'instrument ingénieux imaginé par ces deux célèbres physiciens, et la manière dont il faut s'en servir, nous forcent à renvoyer à l'ouvrage de *Lavoisier*, ou à la lecture d'un mémoire publié par *Lavoisier* et *Laplace*, dans le recueil de l'Académie des sciences, année 1780, pag. 355.

I Le dernier examen de la chaleur est de la considérer comme agent chimique, et quels sont les moyens qu'on emploie pour l'appliquer aux corps.

Les diverses altérations que la chaleur fait éprouver aux corps sont employées par les chimistes pour parvenir, soit à décomposer, soit à combiner les différens produits naturels.

Les *instrumens* dont on se sert en chimie, pour appliquer le feu aux substances qu'on veut analyser, ont différentes formes et différens noms.

La chimie moderne en a réformé une infinité, qui ne servoient qu'à jeter de l'embarras et de la confusion; nous nous bornerons ici à faire connoître ceux qui sont généralement adoptés.

Le feu étant le principal agent de presque toutes les

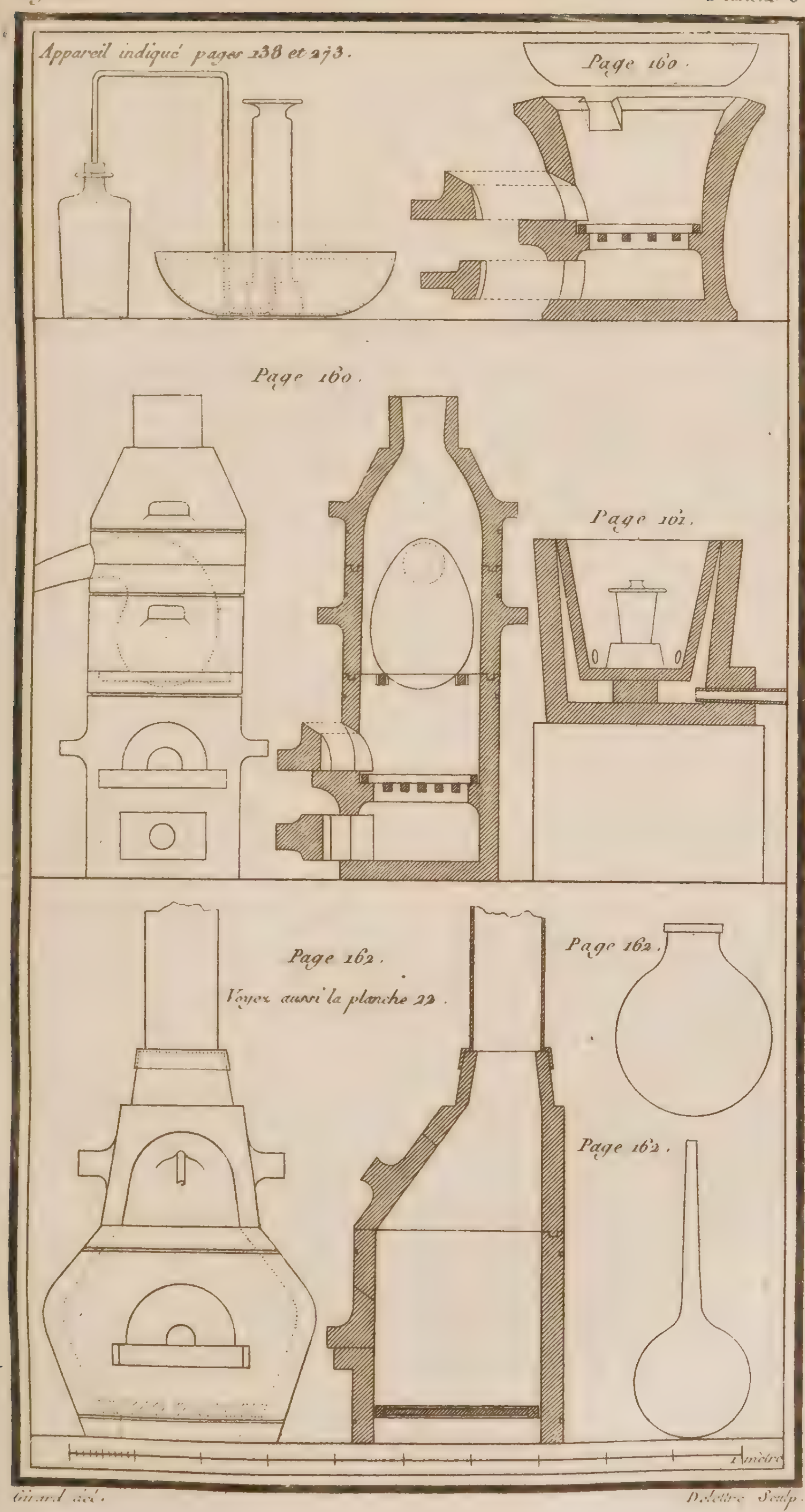
opérations, on a différens fourneaux pour en modérer ou en augmenter l'action.

Le premier, et le plus simple, est le *fourneau évaporatoire.* Ce fourneau sert non seulement aux évaporations, mais encore pour les digestions, les distillations, les dissolutions et toutes les opérations qui n'exigent que la chaleur nécessaire à l'ébullition des liquides : quelquefois on place les vaisseaux immédiatement au-dessus des charbons, et cela s'appelle travailler à feu nud; quelquefois on interpose du sable ou de l'eau; c'est ce qu'on nomme bain de sable et bain-marie.

Ce fourneau est composé d'un cendrier et d'un foyer ; ces deux parties sont séparées par une grille qui supporte le combustible. On pratique ordinairement deux ou trois échancrures dans l'épaisseur des parois du fourneau, vers son bord supérieur, pour faciliter l'aspiration et la combustion.

Le second est le *fourneau de réverbère* : ce fourneau est nécessaire pour la distillation des matières qui ne peuvent se traiter qu'à la cornue, et qui exigent plus de chaleur. Ce fourneau est composé de quatre pièces : d'un cendrier destiné à livrer passage à l'air et à recevoir les cendres; d'un foyer séparé du cendrier par la grille (c'est dans cette pièce qu'est contenu le combustible); d'une portion de cylindre qu'on appelle laboratoire, parce que c'est cette partie qui reçoit les cornues employées au travail ou à la distillation; ces trois pièces sont couvertes d'un dôme ou d'une portion de sphère percée vers son milieu par un trou qui livre passage au courant d'air, et forme la cheminée.

Pour le service de ce fourneau, on se sert de supports de


Appareil indiqué pages 138 et 273.
Page 160.
Page 160.
Page 161.
Page 162.
Voyez aussi la planche 22.
Page 162.
Page 162.
1 mètre
Girard del.
Delettre Sculp.

de différentes hauteurs; on en fait de toutes sortes de matières, avec le bois, avec des pierres, des briques, etc. En général, il faut que le chimiste sache tirer parti de tout, et c'est à son industrie à suppléer aux objets qui manquent.

Le troisième, le *fourneau de forge* ou *de fusion*, est celui où le courant d'air est déterminé par un soufflet. Cendrier, foyer, laboratoire, tout est réuni; et cet ensemble ne forme qu'une portion de cylindre percé vers l'angle inférieur, d'un petit trou où aboutit le tuyau d'un soufflet. On recouvre quelquefois cette partie d'une calotte ou dôme, pour concentrer plus efficacement la chaleur, et la réverbérer sur les corps qui y sont exposés.

Le cit. *Guyton* en a fait construire un dans son laboratoire, à l'école polytechnique, dont il a obtenu les résultats les plus avantageux; en voici la description :

Description de la forge à trois vents du cit. Guyton.

Ce fourneau est composé d'un grand creuset dans lequel s'opère la combustion du charbon, et d'un revêtement extérieur qui sert à condenser l'air fourni par le soufflet.

Le grand creuset est à-peu-près semblable à ceux d'une verrerie; il se construit précisément de la même manière et avec la même terre; seulement, on le termine par un épais rebord, tel qu'on le voit dans la figure.

On pratique dans ce creuset trois trous à égale distance les uns des autres, et à 12 ou 15 centimètres du fond; ensuite on le place dans un cylindre de maçonnerie en brique, dont le diamètre intérieur est plus grand de

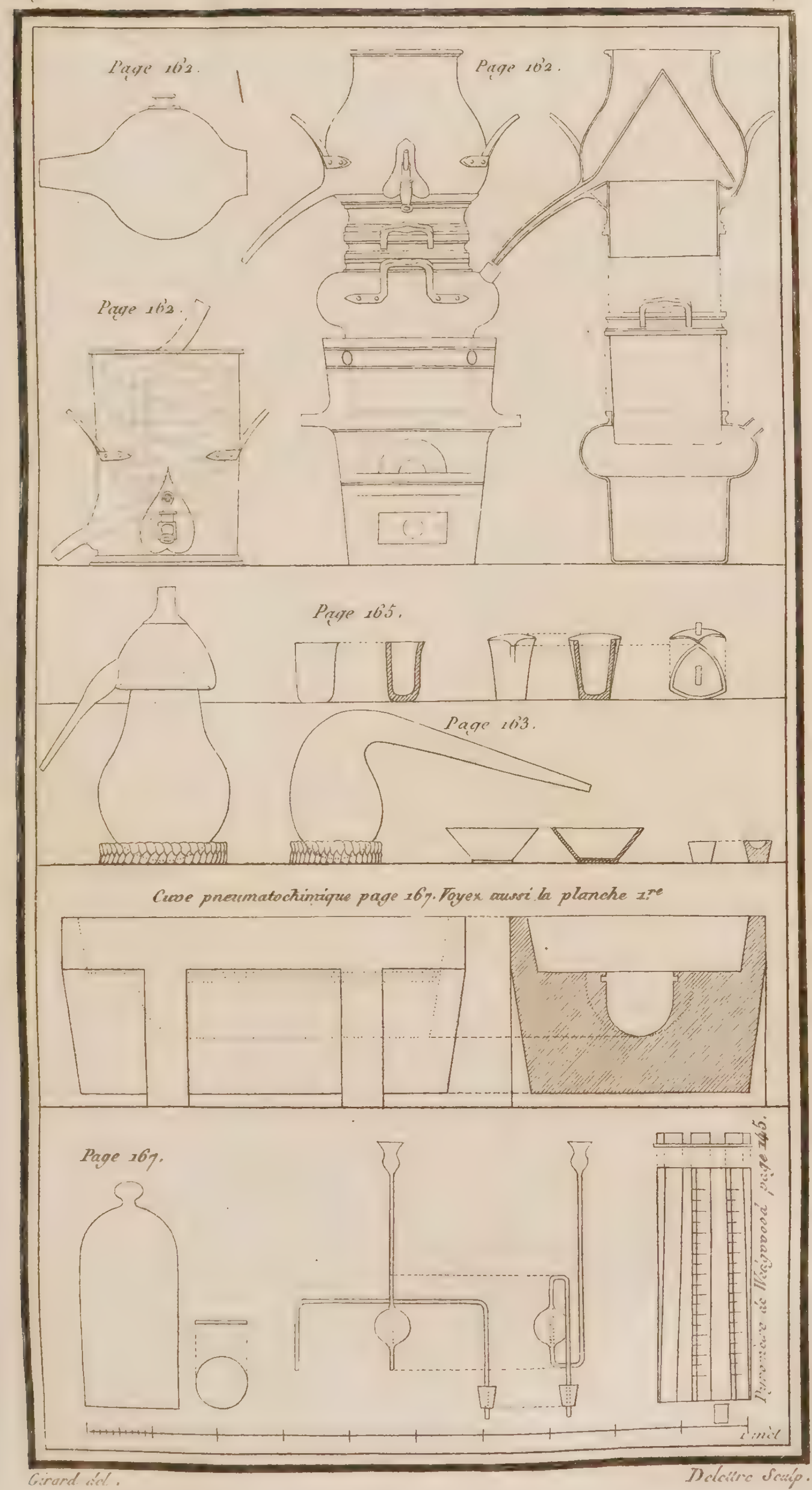
quelques centimètres que celui extérieur du creuset, de manière à laisser entr'eux un vide où arrive et se condense l'air; on fait reposer sur le sol le fond de ce dernier, et on en scelle les rebords, afin de ne laisser aucune issue à l'air qui arrive par un trou pratiqué dans le fond du cylindre où est aussi scellée la douelle du soufflet. Lorsque l'on veut donner un grand coup de feu, on recouvre la forge par un dôme de fourneau.

Le quatrième, appelé *fourneau-Macquer* ou *de coupelle*, car il sert très-bien à cet usage, a, comme celui de fusion, un dôme et une chappe; il n'en diffère que par sa forme quarrée, seulement un peu renflée par les côtés, et parce que son cendrier est ouvert de toute part. Il sert très-bien de fourneau de coupelle, au moyen d'une petite porte demi-circulaire, pratiquée à quatre pouces au-dessus de la grille, qui est la hauteur à laquelle on place alors une moufle sur des briques.

Il y a encore un grand nombre d'instrumens qu'il est également nécessaire de trouver sous sa main dans un laboratoire, tels que :

Des capsules de fer pour les bains de sable, des ballons, des matras, des ballons de rencontre, c'est-à-dire, qui puissent s'ajuster l'un dans l'autre.

Des alambics pour les distillations, savoir : un alambic de cuivre étamé avec son réfrigérant de cuivre, la chapelle en étain, une cucurbite d'étain qui entre dans celle de cuivre, pour faire servir celle-ci de bouilloire, quand on veut opérer au bain-marie; un serpentin, aussi d'étain; des alambics de verre avec leurs chapiteaux séparés, ou des cucurbites en grès avec des chapiteaux de verre.



Girard del. Delettre Sculp.

On connoît encore d'autres vaisseaux distillatoires sous le nom de cornues.

Elles sont de verre, de grès, de porcelaine ou de métal; on se sert de l'une ou de l'autre de ces matières, selon la nature des substances qu'on veut distiller.

De quelque nature que soit la cornue, la forme en est toujours la même, et elles ont toutes la figure d'un œuf terminé par un bec ou tuyau qui diminue insensiblement de largeur et est légèrement incliné.

On adapte au bec de la cornue un vase destiné à recevoir le produit de la distillation : c'est ce vase qu'on nomme récipient.

Dans certaines opérations, il se dégage une si prodigieuse quantité de vapeurs, qu'il est dangereux de les coercer ; d'un autre côté, il y a un déchet considérable dans le produit. Pour obvier à ces inconvéniens, *Woulf* a imaginé un appareil aussi simple qu'ingénieux.

Comme tous les appareils que nous décrirons dans le cours de ces leçons, seront faits d'après ses principes, je me dispenserai d'en donner une description particulière.

Dans les diverses opérations de chimie, il est nécessaire de garantir les cornues de l'action immédiate du feu, de coercer et de retenir des vapeurs expansibles, précieuses et souvent corrosives : c'est pour remplir ces vues, qu'on emploie *différens luts.*

La première condition qu'on exige de tout lut destiné à fermer les jointures des vaisseaux, est d'être aussi imperméable que le verre lui-même, de manière qu'aucune matière, si subtile qu'elle soit, à l'exception du calorique, ne puisse le pénétrer.

Premièrement, pour éviter que les cornues ne se cassent

par l'action du feu, il faut avoir la précaution de les revêtir d'une chemise ou enveloppe de terre. A cet effet, on se sert avec avantage d'un mélange de terre grasse et de fiente fraîche de cheval : ou bien, on les trempe tout simplement dans de la terre à four délayée. On a soin d'en appliquer plusieurs couches.

On peut encore se servir, pour les cornues de verre, d'un lut composé avec une partie de plombagine ou carbure de fer, trois d'argile, et un peu de bouse de vache séchée et coupée très menue : on forme avec ces trois substances une pâte molle, et on en enduit les cornues. Ce lut résiste à un très-grand feu.

Lorsqu'il s'agit de s'opposer à la sortie des vapeurs qui rongent et corrodent, on se sert d'un lut appelé *lut gras.*

On prépare d'abord de l'*huile de lin cuite,* c'est-à-dire, de l'huile de lin qu'on a oxigénée et rendu siccative par l'addition d'un peu de litharge ou oxide de plomb demi-vitreux.

A cet effet, on met dans une bassine de cuivre 100 parties d'huile de lin avec 9 parties de litharge réduite en poudre fine et passée au tamis de soie; on place le vaisseau sur un fourneau, et on le chauffe assez pour que l'huile de lin puisse dissoudre la litharge. On agite sans discontinuer ce mélange avec une spatule de bois, jusqu'à ce que la litharge soit entièrement dissoute : alors, on ôte le vaisseau du feu; on le laisse un peu refroidir, et on conserve, dans une cruche bien bouchée avec un bouchon de liége, l'huile ainsi préparée.

Quand on veut faire du lut gras, on prend la quantité qu'on veut d'une bonne argile, on la lave, on la fait sé-

cher; on la réduit en poudre fine qu'on passe à travers un tamis de soie : alors, on met dans un mortier de fer ce que l'on veut de cette argile; on ajoute une suffisante quantité d'huile de lin cuite; on pile fortement ce mélange, et longtemps, jusqu'à ce qu'il soit exact et qu'il forme une pâte un peu solide, qui n'adhère point aux mains.

Comme la chaleur ramollit ce lut, il a besoin en conséquence d'être contenu : le meilleur moyen est de le recouvrir avec des bandes de vessie ou de linge, imbibées de blanc d'œuf, et sur lequel on saupoudre de la chaux éteinte.

Dans beaucoup de circonstances, on emploie aussi le lut d'amandes.

Ce lut est composé de la pâte d'amande, telle qu'elle est lorsqu'on en a extrait l'huile : on la réduit en poudre, et on la délaye avec un peu d'eau dans laquelle on dissout de la cole forte ou de la cole d'amidon; quelquefois même on peut se passer de cole.

Je ne saurois trop recommander de ne pas oublier que c'est de la manière de luter, de la patience, de l'exactitude qu'on y apporte, que dépendent tous les succès de la chimie moderne.

Voilà les vaisseaux dont on se sert le plus ordinairement avec le fourneau de réverbère. Examinons maintenant ceux que l'on emploie avec le fourneau de forge.

Ce fourneau est employé pour la fonte, la calcination des métaux, etc.

On se sert, pour ces sortes d'opérations, *de creusets.*

On entend par creusets, des vases de terre ou de métal, qui ont presque toujours la forme d'un cône renversé. Un

creuset doit supporter la plus forte chaleur sans se fondre : il doit encore être inattaquable par tous les agens qu'on expose au feu dans ces vases. Ceux qui se rapprochent le plus de ces degrés de perfection, sont ceux de Hesse ou de Hollande; mais, pour des expériences exactes, on doit, de préférence, se servir d'un creuset d'argent ou de platine.

On se sert encore de petites assiettes cuites de terre, servant à calciner des mines et des matières métalliques : on nomme ce vaisseau *têt-à-rôtir*. Ces sortes de vaisseaux doivent être larges et plats, fort unis, afin de pouvoir ramasser commodément les oxides métalliques ou les poudres qu'on met dedans.

La *coupelle* est un petit creuset large et évasé, creusé à-peu-près en demi-sphère, et ayant la figure d'une coupe, d'où lui vient son nom. Cette espèce de creuset est fait avec des os de pieds de mouton calcinés, pulvérisés, passés au tamis de soie, et bien lavés. On pétrit cette poudre avec de l'eau, et on forme les coupelles dans un moule.

Je parlerai des autres vases et appareils chimiques, à mesure que j'aurai occasion de m'en servir. En rapprochant ainsi la description de leurs usages, on parvient à les faire mieux connoître.

CHAPITRE III.

Des fluides élastiques.

PARAGRAPHE PREMIER.

Moyens généraux d'obtenir les gaz.

Pour obtenir les gaz, on se sert d'un appareil appelé *pneumato-chimique*.

Il consiste en une caisse ou cuve de bois, plus ou moins grande, doublée de plomb laminé, ou feuilles de cuivre étamé.

On distingue dans tout cet appareil la tablette de la cuve et le fond de la cuve. L'intervalle qui se trouve entre ces deux plans, est la cuve proprement dite. C'est dans cette partie creuse, qu'on remplit les cloches; on les retourne ensuite, et on les pose sur la tablette, de manière qu'elles correspondent à un petit trou que la tablette présente dans le milieu. Ce trou est pratiqué au milieu d'une excavation, en forme d'entonnoir, qu'on fait à la surface inférieure de la tablette.

La cuve doit être remplie, de manière que la tablette soit toujours recouverte d'environ deux centimètres d'eau; elle doit avoir environ quatre décimètres de largeur et autant de profondeur. Cette quantité suffit pour les expériences ordinaires; mais il est des circonstances où il est indispensable de se donner un plus grand espace.

Les vaisseaux dont on se sert pour recevoir et pour contenir les fluides élastiques, sont des *cloches* de verre ou de cristal ; et, pour les transporter d'un appareil à l'autre, on se sert de plateaux de verre, auxquels on a donné le nom d'*obturateurs*, ou de plaques de verre.

Lorsque les fluides élastiques, qu'on veut recueillir, sont susceptibles d'être absorbés par l'eau, on se sert de l'*appareil au mercure*.

Il est construit comme celui à l'eau; mais on opère dans le mercure. Comme le bois est perméable au mercure, il est à craindre, si on s'en sert pour matière de la cuve, que les assemblages se déjoignent, ou que le mercure

s'échappe par les gerçures. Si l'on emploie le verre, la faïence ou la porcelaine, on doit avoir la crainte continuelle de les casser. Après avoir essayé différens moyens, *Lavoisier* s'est arrêté définitivement au marbre, qui n'offre aucun des inconvéniens attachés aux autres substances dont nous venons de parler.

On extrait les gaz, ou par le moyen du feu, ou par le moyen des acides.

Lorsqu'on les dégage par le moyen du feu, on se sert d'une cornue : on adapte à l'orifice de cette cornue un tube recourbé, dont l'extrémité plonge dans l'eau, ou le mercure de la cuve pneumato-chimique, sous une cloche remplie du même fluide.

Si l'on dégage les gaz par le moyen des acides, on se sert de fioles, de bouteilles à une et à deux tubulures, et l'on y ajuste des tubes. A cet effet, on perce un bouchon de liége avec une lime, dite queue de rat, et l'on y introduit un tube de verre recourbé; on lute bien toutes les jointures. Ces appareils ne sont point dispendieux, et sont à la portée de tout le monde.

Si l'on veut faire passer les gaz d'un vaisseau dans un autre, il faut : 1°. que celui-ci soit plein d'eau ou de tout autre fluide plus pesant que l'air; 2°. que l'ouverture du vaisseau soit renversée, et couvre le trou de la tablette de la cuve : les choses ainsi disposées, on renverse pareillement le vaisseau qui contient le fluide gazeux, et on le fait descendre verticalement dans l'eau de la cuve, en supposant que ce vaisseau soit bouché comme un flacon; puis on le débouche dans l'eau, et on l'incline de manière que son goulot soit engagé sous l'excavation de la tablette. Le gaz ne tarde pas à s'échapper du flacon, et à passer

dans le vaisseau destiné à le recevoir : il s'y élève sous la forme de bulles, qui vont crever au haut de ce vaisseau, et chasser à proportion le liquide dont il est rempli.

De quelque manière qu'on fasse cette opération, il est aisé de sentir la nécessité de l'excavation faite au-dessous de la tablette. Elle est destinée à retenir le gaz qui s'échappe de la cloche, et à diriger sa marche vers celle qui doit le recevoir. Sans cette excavation, le gaz qui s'échappe de la cloche se distribueroit dans toute l'étendue de la cuve, loin de se porter au lieu de sa destination.

Lavoisier et *Meunier* ont imaginé un instrument ingénieux, propre à mesurer le volume des gaz, auquel ils ont donné le nom de *gazomètre*.

Cet instrument dont on verra la construction dans l'ouvrage même de l'auteur, étant très-compliqué, perdroit considérablement dans l'extrait que je serois obligé d'en donner ici.

§. II.

De la manière de séparer, les unes des autres, les différentes espèces de gaz.

Supposons que l'on ait sous une cloche une quantité de différens gaz mêlés ensemble et contenus par du mercure : on doit commencer par marquer exactement avec des bandes de papier la hauteur du mercure; on fait ensuite passer sous la cloche une très-petite quantité d'eau, d'un pouce cubique, par exemple : si le mélange de gaz contient du gaz acide muriatique ou du gaz acide sulfureux, il y aura sur le champ une absorption très-considérable, parce que c'est une propriété de ces gaz d'être absorbés

en grande quantité, par l'eau, surtout le gaz acide muriatique. Si le pouce cube d'eau, qui a été introduit, ne produit qu'une très-légère absorption, et à peine égale à son volume, on en conclura que le mélange ne contient ni gaz acide muriatique, ni gaz acide sulfureux, ni même de gaz ammoniaque; mais on commencera dès-lors à soupçonner qu'il est mélangé de gaz acide carbonique, parce qu'en effet, l'eau n'absorbe de ce gaz qu'un volume à-peu-près égal au sien. Pour vérifier ce soupçon, on introduira sous la cloche de l'alcali caustique en liqueur: s'il y a du gaz carbonique, on observera une absorption lente, et qui durera plusieurs heures; l'acide carbonique se combinera avec l'alcali caustique ou potasse, et ce qui restera ensuite, n'en contiendra pas sensiblement.

On n'oubliera pas, à la suite de chaque expérience, de coler des marques de papier sur la cloche, à l'endroit où répondra la surface du mercure, et de les vernir dès qu'elles seront sèches, afin qu'on puisse plonger la cloche dans l'eau, sans risquer de les décoler. Il sera également nécessaire de tenir note de la différence de niveau entre le mercure de la cloche et celui de la cuve, ainsi que de la hauteur du baromètre et du degré du thermomètre.

Lorsqu'on aura ainsi absorbé par l'eau et par la potasse tous les gaz qui en sont susceptibles, on fera passer de l'eau sous la cloche, pour en déplacer tout le mercure; on couvrira le mercure de la cuve d'environ deux pouces d'eau; puis, passant par-dessous la cloche une assiette plate, on la transportera sur la cuve pneumato-chimique à l'eau. Là, on déterminera la quantité d'air ou de gaz restant, en la faisant passer dans une cloche graduée. Cela fait, on en prendra différens essais dans de petites

jarres, et par des expériences préliminaires, on cherchera à reconnoître quels sont à-peu-près les gaz auxquels on a affaire. On introduira, par exemple, dans une des petites jarres, remplie de ce gaz, une bougie allumée : si la bougie ne s'y éteint pas, on en conclura qu'il contient du gaz oxigène; et même, suivant que la flamme de la bougie sera plus ou moins éclatante, on pourra juger s'il en contient plus ou moins que l'air de l'atmosphère. Dans le cas, au contraire, où la bougie s'y éteindroit, on auroit une forte raison de présumer que ce résidu est, pour la plus grande partie, du gaz azote. Si, à l'approche de la bougie, le gaz s'enflamme et brûle paisiblement à la surface, avec une flamme de couleur blanche, on en conclura que c'est du gaz hidrogène pur; si elle est bleue, on aura lieu d'en conclure que ce gaz est carbonisé. Enfin, s'il brûle avec bruit et détonnation, c'est un mélange de gaz oxigène et de gaz hidrogène.

On peut encore mêler une portion du même gaz avec du gaz oxigène: s'il y a vapeurs rouges et absorption, on en conclura qu'il contient du gaz nitreux.

Ces connoissances préliminaires donnent bien une idée de la qualité du gaz et de la nature du mélange ; mais elles ne suffisent pas pour déterminer les proportions et les quantités. Il faut alors avoir recours à toutes les ressources de l'analyse ; et c'est beaucoup que de savoir à-peu-près dans quel sens il faut diriger ses efforts. Supposons que l'on ait reconnu que le résidu sur lequel on opère soit un mélange de gaz azote et de gaz oxigène : pour en reconnoître la proportion, on en fait passer une quantité déterminée ; 100 parties, par exemple, dans un tube gradué de 10 à 12 lignes de diamètre : on y introduit du

sulfure de potasse dissout dans l'eau, et on laisse le gaz en contact avec cette liqueur : elle absorbe tout le gaz oxigène, et au bout de quelques jours, il ne reste que du gaz azote.

Si, au contraire, on a reconnu qu'on avoit affaire à du gaz hidrogène, on en fait passer une quantité déterminée dans un eudiomètre de *Volta*; on y joint une première portion de gaz oxigène, qu'on fait détonner avec lui par l'étincelle électrique; on ajoute une seconde portion du même gaz oxigène, et on fait détonner de nouveau; et ainsi, jusqu'à ce qu'on ait obtenu la plus grande diminution possible de volume : il se forme, dans cette détonnation, de l'eau qui est absorbée sur le champ; mais si le gaz hidrogène contenoit du carbone, il se forme en même temps de l'acide carbonique, qui ne s'absorbe pas aussi promptement, et dont on peut reconnoître la quantité, en facilitant son absorption par l'agitation de l'eau.

Enfin, si on a du gaz nitreux, on peut encore en déterminer la quantité, du moins à-peu-près par une addition de gaz oxigène, et d'après la diminution du volume qui en résulte.

Ces exemples généraux suffisent pour donner une idée de ce genre d'opération. L'analyse des gaz est un art avec lequel il faut se familiariser ; mais comme ils ont la plupart de l'affinité les uns avec les autres, il faut avouer qu'on n'est pas toujours sûr de les avoir complètement séparés : c'est alors qu'il faut changer de marche et de route, refaire d'autres expériences sous une autre forme, introduire quelque nouvel agent dans la combinaison, en écarter d'autres, jusqu'à ce qu'on soit sûr d'avoir saisi la vérité.

§. III.

Du Gaz oxigène.

Le premier fluide élastique, qui doit fixer notre attention, est le gaz oxigène.

On peut employer différentes substances, pour obtenir le gaz oxigène :

1°. L'oxide rouge de mercure, ou précipité *per se*;

2°. L'oxide rouge de mercure, par l'acide nitrique;

3°. L'oxide de manganèse, seul, ou arrosé d'acide sulfurique;

4°. Du muriate sur-oxigéné de potasse;

5°. Des feuilles des plantes, etc.

Il y a encore beaucoup d'autres substances, dont on peut extraire le gaz oxigène : nous en donnerons connoissance chaque fois que nous aurons occasion de les faire connoître.

Pour extraire le gaz oxigène du muriate sur-oxigéné de potasse, on prend la quantité que l'on veut de ce muriate, on l'introduit dans une cornue de verre, ou de porçelaine; on y adapte un tube recourbé, qui va plonger dans la cuve pneumato-chimique, sous des cloches ou des flacons. Lorsque l'appareil est bien monté, on échauffe la cornue, et l'on augmente peu-à-peu l'action du calorique : le gaz oxigène se dégage.

Ce gaz est ordinairement très-pur.

On a encore un moyen très-simple de se procurer ce gaz.

On met dans une fiole à médecine trois parties d'oxide de manganèse réduit en poudre; on verse dessus de l'acide

sulfurique concentré, environ deux parties, ou mieux, une suffisante quantité pour former une pâte liquide : on adapte ensuite un bouchon de liége à l'ouverture de la fiole. Le bouchon est percé dans son milieu, et est enfilé par un tube creux et recourbé, dont une extrémité plonge dans la fiole, tandis que l'autre va s'ouvrir sous l'excavation de la tablette de la cuve pneumato-chimique. Tout étant ainsi disposé, on soumet à une douce chaleur le mélange.

Il y a chaleur, effervescence et dégagement de gaz oxigène, qui va prendre la place de l'eau contenue dans la cloche destinée à le recevoir.

Pour obtenir le gaz oxigène des feuilles des plantes, on remplit d'eau une cloche de verre, on passe dessous des feuilles, et l'on place la cloche dans un vase qui contient lui-même de l'eau. On expose cet appareil au contact des rayons du soleil, il s'en exhale du gaz oxigène très-pur.

L'émission de l'air vital est proportionnée à la vigueur de la plante et à la vivacité de la lumière; mais l'émission directe des rayons du soleil, n'est point nécessaire pour déterminer la production du gaz : il suffit qu'une plante soit bien éclairée, pour qu'elle transpire du gaz oxigène.

Les propriétés générales de ce gaz sont, d'être invisible, plus pesant que l'air atmosphérique, d'environ 6 centièmes. Un décimètre cube pèse à très-peu près 13,57 décigrammes; un mètre cube, 13,57 hectogrammes; le pouce cube, 0,50 de grains; le pied cube, 1 once, 4 gros, 12 grains;

D'être le seul propre à la respiration.

Expériences qui lui garantissent cette propriété.

Si l'on remplit un tube de gaz oxigène, et qu'on y plonge une bougie allumée, au moment de l'immersion, la flamme de la bougie s'aggrandira, et la lumière qu'elle répandra, aura tant de force et tant de vivacité, que l'œil aura de la peine à en soutenir l'éclat. La chaleur produite dans ces circonstances, a aussi beaucoup d'activité.

Cette expérience aura le même succès, si l'on plonge dans le tube rempli de gaz oxigène, un charbon allumé, ou des fragmens de bois que lon aura allumés et éteints; si on les plonge subitement dans la cloche, ils se rallument.

Les physiciens se sont étudiés à présenter cette expérience sous différentes formes, et nous devons à *Ingenhouze* de l'avoir rendue de la manière la plus frappante et la plus agréable.

On prend un bout de fil de fer très-fin, tourné en spirale : on fixe l'une de ses extrémités dans un bouchon de liége, destiné à boucher une bouteille: on attache à l'autre extrémité de ce fil de fer un petit morceau d'amadoue. Les choses ainsi disposées, on remplit de gaz oxigène la bouteille; on allume l'amadoue, puis on l'introduit, ainsi que le fil de fer, dans la bouteille, et on la bouche promptement.

Aussitôt que l'amadoue est plongée dans le gaz oxigène, il commence à brûler avec beaucoup d'éclat; il communique l'inflammation au fer, qui brûle lui-même, en répandant de brillantes étincelles, lesquelles tombent au fond de la bouteille en globules arrondis, qui deviennent noirs en se refroidissant. Le fer ainsi brûlé est plus cassant et plus fragile que ne seroit le verre lui-même: il se réduit parfaitement en poudre.

Lorsqu'on plonge une bougie allumée, ou tout autre corps, dans un tube rempli de gaz oxigène, on ne fait que présenter à ce gaz un corps qui a plus d'affinité avec la base de ce gaz, que cette base n'en a avec le calorique.

Lavoisier et *Erhman* ont soumis presque tous les corps connus, à l'action du feu alimenté par le seul gaz oxigène, et ont obtenu des effets que le miroir ardent n'avoit pu produire.

A cet effet, on remplit une vessie de ce gaz, et on le dirige, par le moyen d'un tube de verre ou de métal, sur un charbon allumé que l'on a un peu creusé, afin de pouvoir contenir la substance sur laquelle on veut opérer.

Le gaz oxigène a plus de salubrité que l'air atmosphérique.

Si l'on prend deux oiseaux de la même espèce, qui aient à-peu-près la même vigueur, et que l'on en expose un sous une cloche, contenant deux mesures de gaz oxigène, et l'autre placé en même temps sous une autre cloche pleine d'air atmosphérique, qui ait la même capacité que la première, on verra que l'oiseau placé sous la cloche remplie de gaz oxigène, vit encore trois quarts d'heure, et lorsqu'on l'en retire, l'air est encore assez pur; tandis que l'oiseau placé sous la cloche remplie d'air commun, ne vit que pendant un quart d'heure, et après ce terme, l'air a perdu toute sa salubrité.

Quant à la nature de ce gaz, nous n'examinerons pas les opinions différentes des physiciens. Les chimistes modernes pensent que tout fluide aériforme est composé d'une base et de calorique. C'est donc cette base qui doit fixer notre attention.

Toutes les matières combustibles pourroient servir de moyen

moyen pour parvenir à cette connoissance; mais nous emploîrons de préférence le phosphore, qui jouit éminemment de la propriété d'enlever au calorique la substance qui lui est unie, pour former le gaz oxigène.

Pour faire cette expérience, on prend une cloche de 5 à 6 litres de capacité, on la remplit de gaz oxigène sur de l'eau; on la transporte ensuite sur le bain de mercure, au moyen d'un obturateur; on introduit sous la cloche une capsule contenant du phosphore; on élève ensuite le mercure dans la cloche, à une certaine hauteur, par le moyen d'un siphon de verre, qu'on introduit par-dessous la cloche, pour qu'il ne se remplisse pas en passant à travers le mercure, on tortille, à son extrémité, un petit morceau de papier, puis, avec un fer recourbé rougi au feu, on allume le phosphore.

La combustion du phosphore est extrêmement rapide, accompagnée d'une grande flamme et de beaucoup de chaleur. Dans le premier instant de la combustion, il se fait une dilatation considérable du gaz oxigène, occasionnée par la chaleur; mais bientôt après, le mercure remonte au-dessus de son niveau, et il y a une absorption considérable : à mesure que la combustion s'opère, l'intérieur de la cloche se tapisse de flocons blancs, légers, qui ne sont autre chose que de l'acide phosphorique concret.

Pour faire cette expérience, on fait passer dans une cloche remplie de mercure, un peu de phosphore. Le phosphore plus léger que le mercure, se place au haut de la cloche; on l'échauffe en passant tout au tour de la cloche un charbon allumé. Lorsque le phosphore est fondu, on y fait passer le gaz oxigène. Aussitôt il y a une

inflammation rapide, et si le gaz oxigène est très-pur, il n'y a aucun résidu, le mercure remonte jusqu'au haut de la cloche.

Ce procédé est très-bon pour reconnoître la pureté de l'air, aussi le cit. *Seguin* l'emploie-t-il comme eudiomètre. *Voyez* phosphore.

Si l'on fait cette expérience avec du gaz oxigène impur, ou mêlé d'un autre fluide élastique impropre à la combustion, le mercure ne remontera point jusqu'au haut de la cloche : il y aura un résidu.

Ce que nous avons dit du phosphore, nous pouvons le dire du soufre, du charbon, etc. La plupart des corps combustibles, qu'on fait brûler dans le gaz oxigène, se convertissent toujours en acide.

Le gaz oxigène joue un rôle important dans tous les grands phénomènes que la nature nous présente, tels que la *combustion*, la *respiration* et la *végétation.*

Il est le seul propre à la combustion.

Il est fort difficile de définir la combustion : c'est un ensemble de phénomènes que présentent les matières combustibles, échauffées avec le concours de l'air, et dont les principaux, sont : la chaleur, le mouvement, la flamme, la rougeur, et le changement de la matière brûlée.

Dans toute combustion, il y a absorption de la base du gaz oxigène : l'expérience du phosphore en est une preuve.

L'oxidation des métaux par les acides, la réduction des oxides métalliques par le charbon, la combustion du soufre, du phosphore, du charbon, etc. par l'acide nitrique; sans doute, dans tous ces cas, il n'y a point de gaz

oxigène; mais l'oxigène concret existe dans un des corps dont on fait le mélange, et c'est au passage de l'oxigène plus ou moins solide du corps qui le contient, dans celui qui en est privé, qu'est due la combustion.

Le résidu de la combustion est toujours plus pesant que n'étoit le corps avant d'être brûlé.

Les métaux, en général, acquièrent plus de pesanteur lorsqu'ils sont combinés avec l'oxigène. 100 parties de plomb donnent par la combustion 110 parties d'oxide. Le soufre donne plus d'acide sulfurique en poids, après sa combustion, qu'il ne pesoit lui-même.

On a dit qu'il existoit des substances telles que les huiles, l'alcool, le bois, l'éther, auxquelles la combustion enlève une grande partie de leur poids.

Il est certain que les corps combustibles, dont la matière inflammable est volatile, perdent beaucoup de leur poids par la combustion; mais cette perte n'existe véritablement qu'en apparence. Il est aisé de s'en convaincre, si l'on fait attention que ce qui reste fixe après la combustion, n'est pas le seul résidu du corps combustible, et que tous ceux qui jouissent d'une volatilité, se changent, par la combustion, en fluides aériformes, qui se dissipent promptement : l'éther et l'alcool offrent des exemples de cette vérité.

L'augmentation de poids qu'acquiert le corps brûlé, est égale au poids du gaz oxigène absorbé.

Lorsque le résidu de la combustion est fixe, il est aisé de s'en convaincre. *Lavoisier* a démontré, par des expériences très-exactes, que, si l'on opère la calcination ou l'oxidation des métaux, soit sous des cloches de verre, soit dans des vaisseaux fermés, dans des quantités connues

d'air, la partie oxigénée de l'air atmosphérique est absorbée pendant l'oxidation, et que le métal oxidé acquiert autant de poids que l'air atmosphérique en perd par l'oxidation du métal.

Dans toute combustion, il y a dégagement de calorique et de lumière.

Lorsque la combustion se fait par le contact de l'air, le corps qui brûle a plus d'affinité avec la base du gaz oxigène, que cette base n'en a avec le calorique. En vertu de cette affinité, cette base se fixe et se combine avec le corps ignescent : elle abandonne donc le calorique: et le calorique devenu libre, produit de la chaleur, et cherche à se combiner avec les substances qu'il rencontre sur son passage.

Si la combustion s'opère sans le concours de l'air, l'oxigène qui produit ce phénomène, n'est point fondu en fluide aériforme par le calorique et la lumière : il n'y a presque pas de dégagement de ces fluides. Aussi ces sortes de combustion se font communément sans flamme, la chaleur produite n'est jamais considérable.

D'après ces principes, il est aisé de se former une idée claire de ce qu'on doit entendre par combustibilité.

Les corps combustibles sont ceux qui ont la propriété de décomposer le gaz oxigène.

Il résulte donc que la chaleur réside éminemment dans le gaz oxigène qui sert à la combustion; que plus il y aura d'oxigène absorbé dans un temps donné, plus forte sera la chaleur; que le moyen de produire une chalenr violente est de brûler les corps dans l'air le plus pur; que le feu et la chaleur doivent être d'autant plus intenses, que l'air est plus condensé; que les courans d'air sont néces-

saires pour entretenir et hâter la combustion : c'est sur ce dernier principe qu'est fondée la théorie des effets des *lampes à cylindre.* Le courant d'air qui s'établit par le tuyau, renouvelle l'air à chaque instant, et en appliquant continuellement à la flamme une nouvelle quantité de gaz oxigène, on détermine une chaleur suffisante pour détruire la fumée. *Voyez* huiles fixes.

§. IV.

De l'Air atmosphérique.

On appelle atmosphère, la masse d'air qui enveloppe la surface de la terre : elle jouit de différentes propriétés en vertu desquelles elle produit divers phénomènes appelés *météores.*

L'atmosphère est composé de plusieurs substances; les unes naturellement à l'état de gaz, les autres tenues en dissolution par l'air.

L'air est une des matières naturelles sur laquelle la physique moderne, surtout chez les Français, a fait plus de découvertes.

Les propriétés générales de l'air sont d'être *fluide,* invisible, insipide, inodore, pesant, élastique, incondensable en liqueur par le froid ; d'avoir de l'affinité pour un grand nombre de substances, de se mouvoir avec une vîtesse égale à celle de la rotation de la terre, ou avec des vîtesses différentes à cette même rotation, et d'être facilement mis en vibration par des corps vibrans.

1°. Sa fluidité.

Exemples : — Les vents. Certains corps empêchent qu'ils ne les traversent.

2°. Son invisibilité.

3°. Son insipidité. On n'est point d'accord sur cette propriété. Les uns accordent cette propriété à l'air; les autres la nient. Cependant, si l'on fait attention à ce qui se passe, lorsque ce fluide touche les nerfs découverts des animaux qui éprouvent par son contact une douleur plus ou moins vive, on aura la preuve que les plaies découvertes et exposées à l'air, en reçoivent une impression douloureuse. L'enfant qui sort du sein de sa mère, et qui éprouve pour la première fois le contact de l'air, annonce par ses cris qu'il ressent l'impression de ce contact; on en a encore un exemple dans la difficulté qu'ont les blessures à se cicatriser, quand on les laisse en contact avec l'air. On retrouve même cet obstacle à la cicatrisation de la part de l'air, dans les végétaux auxquels on a enlevé leur écorce, etc.

4°. L'air est parfaitement inodore.

Si l'atmosphère présente quelquefois une sorte de fétidité, il faut l'attribuer aux corps étrangers qui y sont répandus, comme on l'observe dans quelques espèces de brouillards ou de vapeurs.

5°. Sa pesanteur.

Nous devons cette connoissance à *Galilée*, ou plutôt à *Torricelli*, son disciple.

La pesanteur de l'air varie en raison de la température, de la pression et des matières étrangères qu'il contient.

A Paris, 1 à 12 grades, 5 du thermomètre, et 758 millimètres de hauteur du mercure dans le baromètre, la pesanteur spécifique de l'air est de 0,001232 : ainsi, le mètre cube peseroit 1232 milligrammes.

La pesanteur de l'air s'oppose à la dilatation des fluides, comprime les vaisseaux sanguins et lympha-

tiques. En comprimant les parties fluides et gazeuses, elle rend leur opération plus lente et plus difficile.

Elever un liquide par une pompe, ou tout autre moyen, c'est établir une balance entre ce liquide et l'air qui l'environne. Les expériences ont fait observer qu'on ne peut élever l'eau à plus de 32 pieds, parce que c'est la plus grande pesanteur que l'on ait eue jusqu'à présent de l'air atmosphérique. Au reste, la pesanteur de l'air est plus forte dans un endroit très-bas, et bien moindre dans un lieu très-élevé, d'où il résulte que pour construire des pompes, les lieux les plus bas sont préférables, parce que, contenant sur lui-même une plus grande quantité de couches d'air, cet air en est d'autant plus condensé.

L'air pèse dans tous les sens, le baromètre est une preuve qu'il pèse de haut en bas; car le mercure, qui se tient à 28 pouces, ne reste ainsi que par cette raison : si l'on faisoit un trou à la branche, le mercure descendroit sur le champ.

Une autre preuve de la pesanteur de l'air : Deux hémisphères de cuivre, dont l'un est garni d'une tige et d'un robinet, étant adaptés à la machine pneumatique; si l'on fait le vide dans leur intérieur, et que l'on ferme le robinet, on ne pourra plus les désunir.

Une carte étant appliquée sur un verre rempli d'eau, si on retourne le verre, l'eau ne s'écoulera pas; preuve encore de la pesanteur de l'air.

La pesanteur spécifique diminue dans certains corps qu'on soumet à l'épreuve du vide.

L'expérience prouve cette assertion : on leste de plomb un petit morceau de liége, de manière que devenant plus pesant que l'eau, il descend au fond du vase; si on fait le

vide, l'air se dégagera d'entre les parties du liége, et s'élèvera en partie en bulles à travers la masse d'eau; mais une autre partie de l'air ne pouvant s'échapper, écarte les molécules du liége, et y est retenue; le volume du liége augmente donc : il devient alors moins pesant spécifiquement que l'eau, et il s'élève à la surface.

Quand on veut déterminer la proportion d'eau dissoute et suspendue dans l'air, on se sert d'un instrument appelé *hygromètre.*

On connoît trois manières de mesurer avec les hygromètres la quantité d'eau dissoute dans l'air : 1°. par l'augmentation de poids des substances hygrométriques; 2°. par la rotation de quelques-uns; 3°. par leur augmentation ou leur diminution de volume.

6°. L'air est élastique.

L'air se comprime fortement et se rétablit promptement dans son premier état, dès que la cause qui le comprime vient à cesser. Un grand nombre d'expériences prouve la vérité de cette assertion. — 1°. On comprime dans un tube de verre recourbé l'air qui y est contenu, par le moyen du mercure; 2°. le ballon rempli d'air, avec lequel les enfans jouent, et qui bondit en tombant sur un corps dur, nous en fournit la preuve. Il en est de même de la fontaine de compression du fusil à vent. Une pomme flétrie, mise sous le récipient de la machine pneumatique, devient fraîche quand on fait le vide, et lorsqu'on rend l'air, elle reprend son premier état.

Le poisson et l'oiseau démontrent encore l'élasticité de l'air; le premier a reçu de la nature différens moyens d'agir : ces moyens physiques sont, la vessie qu'il resserre ou dilate à son gré, et, par ce double emploi il monte

et descend; sa queue, qui est très-musculeuse, lui sert à prendre un point d'appui contre l'eau.

L'Air se dilate par sa combinaison avec le calorique.

Si l'on expose sur un fourneau, dans lequel on aura mis des charbons allumés, une vessie remplie d'air, l'air se dilatera au point de faire crever la vessie.

Du mouvement de translation de l'air.

La terre a deux mouvemens, l'un de rotation, l'autre de translation. L'atmosphère qui environne la terre, est entraîné avec elle dans chacun de ses mouvemens : lorsqu'elle se meut uniformément avec la terre, l'air est calme; si son mouvement est plus vif ou plus lent que celui de la terre, ou si l'air suit des directions différentes, on éprouve l'influence des vents.

On attribue aux vents deux sortes de causes, les unes constantes, les autres inconstantes. Les causes constantes sont de deux sortes : 1° l'attraction des corps célestes; 2°. la variation des températures. Les causes inconstantes sont en très-grand nombre; les principales sont : 1°. la différence de température sur l'eau et sur la terre par l'élévation des montagnes, la situation et la proportion des forêts, la culture ou l'inculture du pays; 2°. la dissolution de l'eau dans l'air et sa précipitation; 3°. la combustion, la calcination, la sublimation, la fusion, l'évaporation, la détonnation par le feu, des substances animales, végétales et minérales.

Des phénomènes produits par l'élasticité, la pression, l'affinité et la translation de l'air, sont la pluie, le se-

rein, la rosée, les trombes, la neige, la gelée blanche, le givre et la grêle.

Le mouvement de vibration de l'air produit le son, sa vîtesse et ses modifications.

Propriétés chimiques de l'air.

Les expériences qui constatent les propriétés chimiques de l'air, sont celles que l'on emploie pour analyser ce fluide.

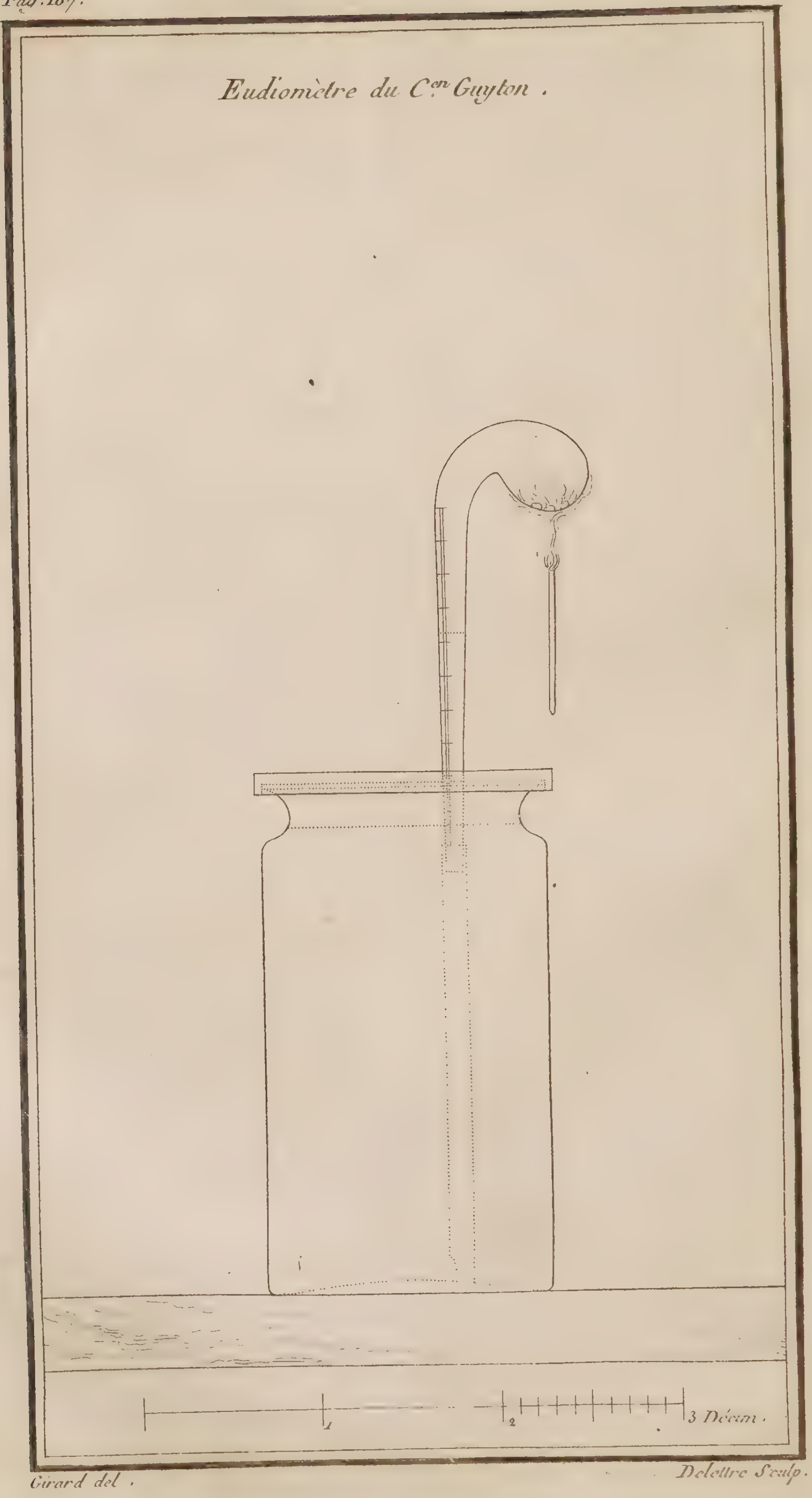
Si l'on prend une cloche de verre d'une certaine hauteur, et qu'on la renverse sur une soucoupe ou capsule à demi pleine d'eau, au milieu de laquelle on aura fixé une bougie, on verra bientôt la flamme se retrécir, prendre une couleur bleue et s'éteindre : l'eau de la soucoupe montera à-peu-près jusqu'au quart de la hauteur de la cloche.

Cette expérience devient encore plus intéressante, si l'on place dans la capsule qui soutient la cloche plusieurs bougies allumées, de différentes hauteurs, l'extinction des bougies a lieu successivement, en commençant par celle qui a plus de hauteur.

Ces expériences prouvent donc déjà que l'air atmosphérique est composé de deux fluides élastiques ; l'un, qui entretient la combustion, et l'autre, qui ne peut l'alimenter.

On voit donc que les matières combustibles peuvent servir à l'analyse de l'air par la propriété qu'elles ont d'absorber l'oxigène, en diminuant le volume de l'air.

L'air variant dans les proportions de ces deux principes, on a cherché à estimer avec certitude ces variations : de-là est née l'*Eudiométrie*, ou l'art de reconnoître


Pag. 187.
Pl. 8.
Eudiomètre du C.en Guyton.
1
2
3 Décim.
Girard del.
Delettre Sculp.

la pureté de l'air par des instrumens nommés *Eudiomètres*.

Pour avoir de véritables connoissances eudiométriques, il faut nécessairement, 1°. savoir quelles sont les substances qui sont favorables, et quelles sont celles qui sont nuisibles à la respiration; 2°. être en état de déterminer par des méthodes sûres, et à l'aide d'instrumens exacts, quels sont les principes qui entrent dans la composition des fluides respirables sur lesquels on opère.

C'est au docteur *Priestley* que nous devons la découverte de la première méthode eudiométrique. La propriété qu'il reconnut au gaz nitreux, d'absorber l'air vital que contiennent les fluides respirables, lui fournit l'idée de cette méthode, qui depuis a été perfectionnée autant que le comporte le principe qui lui sert de base, par MM. *Fontana*, *Ingen-House*, *Landriani*, *Brezé*, *Magellan*, *etc.*

M. *Volta* imagina depuis un autre eudiomètre, fondé sur la détonnation du gaz hidrogène. Tous ces eudiomètres indiquent seulement que le fluide sur lequel on opère, contient plus ou moins d'air vital que tel autre, sans jamais déterminer le volume absolu de ce principe vivifiant.

Schècle proposa ensuite les sulfures; le cit. *Guyton* se servit de ce moyen pour son eudiomètre décrit dans le deuxième cahier du journal de l'école polytechnique.

On met dans une cornue deux ou trois morceaux de sulfure, de la grosseur d'un pois; on la remplit d'eau, ayant l'attention de l'incliner pour faire passer dans le col tout l'air qui pourroit rester dans la bulbe; on bouche avec le doigt l'orifice de la cornue, et on la retourne dans

la cuve pneumatique, pour y faire passer, à la manière ordinaire, le gaz à éprouver. En l'inclinant de nouveau, et attentivement, en différens sens, on parvient facilement à en déplacer toute l'eau, et à faire rester le sulfure dans la bulbe.

Cela fait, on place la cornue verticalement, on en introduit le bout dans un tube de verre, qui doit toujours être sous l'eau, et l'on place sous la bulbe une petite bougie allumée.

La première impression de la chaleur dilate le fluide gazeux, et à mesure que le sulfure commence à bouillonner, l'eau remonte avec rapidité; et si l'air est pur, on a une absorption totale; si c'est de l'air ordinaire, il n'entre dans la cornue qu'une quantité d'eau, qui représente exactement le volume absorbé.

Plusieurs physiciens, et particulièrement les cit. *Lavoisier*, *Guyton*, *Fourcroy*, *Vauquelin*, *etc.*, se sont aussi servis de la combustion du phosphore et du pyrophore, pour déterminer les proportions qui existent entre l'air vital et le gaz azote qui constituent l'atmosphère : ce qui fit soupçonner qu'on pourroit construire avec le phosphore des eudiomètres préférables à ceux qui existoient déjà. Le cit. *Seguin* suivit cette idée, et imagina l'appareil suivant. *Voyez* l'Eudiomètre de *Seguin* et celui de *Berthollet*, article *phosphore*.

Les végétaux ont aussi la propriété de décomposer l'air atmosphérique.

Si l'on expose des végétaux sous des cloches remplies d'air atmosphérique, ils s'emparent de l'oxigène de l'air, et il reste un fluide élastique impropre à la combustion et à la respiration.

Le même phénomène a lieu avec le phosphore, le sulfure de potasse et le pyrophore.

Si l'on expose pendant quelque temps sous des cloches, l'une ou l'autre de ces substances, et si l'on a soin de renouveller l'air de la cloche, à mesure que la quantité qu'elle renferme est décomposée, le phosphore passe à l'état d'acide phosphoreux, le sulfure devient sulfate, etc.

La respiration, comme la combustion du sulfure de potasse, décompose l'air commun.

L'expérience va nous garantir la vérité de ce principe.

1°. On fait passer le gaz qui sort du poumon à travers l'eau de chaux; il en résulte un précipité.

2°. Si l'on reçoit ce gaz à travers la teinture de tournesol, elle rougira, et si l'on substitue de l'alcali pur à la teinture de tournesol, il deviendra effervescent.

Toutes ces différences prouvent donc que l'air est décomposé, puisque, d'un côté, on obtient un gaz impropre à la combustion; de l'autre, fixation du gaz oxigène dans les corps mis en contact avec l'air commun; enfin, par l'acte de la respiration, un gaz particulier, qui forme de nouvelles combinaisons.

Il y a beaucoup d'autres moyens de séparer la partie respirable de l'air de la partie non respirable.

On peut encore présenter ce phénomène à l'aide d'une substance métallique.

On prend une cornue de verre, que l'on place sur un fourneau garni de son bain de sable; on y introduit une quantité de mercure, par exemple, 4 onces : on adapte ensuite un tube recourbé, qui va s'engager sous une cloche placée dans le bain de mercure; puis en suçant avec un siphon que l'on introduit sous la cloche, on élève le

mercure, et l'on marque soigneusement la hauteur avec une bande de papier colé. Si on porte de l'exactitude dans l'expérience, il faut observer exactement le baromètre et le thermomètre.

Les choses ainsi préparées, on allume du feu dans le fourneau, et on l'entretient jusqu'à ce que la calcination du mercure ne fasse plus aucun progrès.

Supposons que le volume de l'air contenu dans les vaisseaux, réduit à une pression de 28 pouces et à 10 degrés du thermomètre, soit de 50 pouces cubiques environ, on trouve après l'opération 45 grains d'oxide rouge de mercure formé, et le volume de l'air réduit à 42 et 43 pouces à pression et à température égales.

L'air qui reste après cette opération, n'est plus propre à la respiration ni à la combustion.

Si l'on introduit ensuite les 45 grains d'oxide rouge formé dans l'opération précédente, dans une très-petite cornue de verre, à laquelle on adapte un appareil propre à recevoir les produits liquides et aériformes, sitôt que la cornue approche de l'incandescence, la matière rouge commence à perdre peu à peu de son volume, et disparoît entièrement en quelques minutes : en même temps il se condense dans le récipient 41 grains $\frac{1}{2}$ de mercure coulant, et il passe sous la cloche 7 à 8 pouces cubiques d'un fluide élastique beaucoup plus propre que l'air de l'atmosphère, à entretenir la combustion et la respiration.

En réfléchissant sur les circonstances de cette expérience, on voit que le mercure, en s'oxidant, absorbe l'oxigène de l'air, et que la portion d'air qui reste, est ce fluide élastique, appelé *azote*. L'air de l'atmosphère est

donc composé de deux fluides élastiques de nature différente et, pour ainsi dire, opposée.

La preuve de cette importante vérité, c'est qu'en recombinant les deux fluides élastiques qu'on a ainsi obtenus séparément, c'est-à-dire, les 42 pouces cubiques de gaz azote et les 8 pouces cubiques de gaz oxigène, on reforme de l'air en tout semblable à celui de l'atmosphère.

C'est ainsi que *Lavoisier* a déterminé la proportion de gaz oxigène et de gaz azote, qui entre dans la composition de l'air atmosphérique; il l'a trouvée dans le rapport de 27 à 73.

CHAPITRE IV.

Corps combustibles.

PARAGRAPHE PREMIER.

De l'Azote et du Gaz azote.

On connoît plusieurs moyens également propres à obtenir le gaz azote.

1°. Le sulfure de potasse, qu'on expose sous des cloches, dans une quantité d'air atmosphérique.

2°. En traitant, d'après *Berthollet*, la chair musculaire, ou la partie fibreuse du sang, bien lavée avec l'acide nitrique.

A cet effet, on coupe par morceaux de la chair musculaire, on l'introduit, soit dans une cornue, soit dans une fiole ou matras, on verse dessus de l'acide nitrique foible; on adapte un tube à la cornue ou à la fiole, et on lute. On pose l'appareil sur un bain de sable, et on fait passer le

tube sous une cloche dans l'appareil hydro-pneumatique; la cuve à l'eau peut aussi servir, quand on ne fait pas d'expériences exactes, ou de recherches.

3°. Le cit. *Fourcroy* a observé que les vessies natatoires des carpes contiennent du gaz azote. Pour le recueillir, il suffit de briser ces vessies sous des cloches pleines d'eau.

4°. En exposant un mélange de fer et de soufre, pétris ensemble avec de l'eau, sur du mercure, dans l'air atmosphérique.

5°. Par l'oxidation des métaux, la rancidité des huiles, la combustion du phosphore, etc. *Voyez* la leçon sur l'air atmosphérique.

6°. La décomposition des substances animales et végétales, les feuilles des plantes, etc.

Toutes ces substances décomposent l'air atmosphérique, le résidu est le gaz azote.

Caractères de ce gaz.

Point de saveur sensible, odeur fade comme animale; sa pesanteur est un peu moins grande que celle de l'air atmosphérique, il pèse près d'un centième et demi de moins que lui.

Ce gaz n'agit en aucune manière avec la lumière. Il se dilate par le calorique dans un rapport qui n'est pas encore déterminé, mais sans changer en aucune façon de nature. Il ne s'unit point à l'oxigène en état de fluide élastique. Il n'est absorbé ni par l'eau, ni par les acides, ni par les alcalis. Il n'altère en aucune manière les couleurs végétales quelconques. Il est nuisible à la combustion et à la respiration.

Il

Il est aisé de s'en convaincre, en plongeant une bougie allumée, dans un tube cylindrique rempli de ce gaz; la lumière s'éteint subitement.

Les animaux qu'on y plonge, y périssent.

Ce gaz n'est point acide.

L'expérience le prouve. Si l'on met ce gaz en contact avec l'eau, l'eau de chaux, et la teinture de tournesol, ces corps ne changent pas de nature; le gaz azote reste pur.

Du mélange du gaz azote et du gaz oxigène, il résulte de l'air atmosphérique.

A cet effet, on fait passer sous une cloche remplie d'eau, 0,73 de gaz azote, sur 0,27 de gaz oxigène.

Si l'on plonge une lumière dans le fluide résultant de l'expérience, elle se comportera comme dans l'air atmosphérique.

Si l'on ajoute du gaz azote à l'air atmosphérique, il le rend très-dangereux pour les animaux, lorsque sa proportion excède le tiers de ce qui en existe déjà dans cet air.

Respiré dans un mélange au-dessous de cette proportion dernière, il diminue l'activité, l'irritabilité et la chaleur vitale.

Lorsque les quantités d'un mélange de ces deux corps gazeux sont tellement proportionnées que le gaz oxigène en fait les 0,7, et le gaz azote les 0,3 en poids, en les exposant à des étincelles électriques, l'un des gaz, ou les deux gaz, perdent leur forme élastique, se fixent l'un par l'autre, s'unissent de manière à former une espèce d'acide connu sous le nom d'acide nitrique.

La base du gaz azote n'est pas connue.

§. II.

Gaz hidrogène. — Manière d'obtenir ce gaz.

La décomposition de l'eau produit toujours le plus pur. A cet effet, on fait passer un canon de fusil à travers un fourneau, ayant soin de l'incliner par la partie la plus étroite ; on ajuste, à l'extrémité supérieure, un tube recourbé A, et l'autre extrémité est terminée par un tube B, qui va plonger sous une cloche dans la cuve pneumato-chimique. L'appareil ainsi disposé et bien luté, on fait rougir le canon de fusil ; lorsqu'il est bien rouge, on verse goutte à goutte de l'eau par le tube A, l'eau coule à travers, et sitôt qu'elle est en contact avec le canon de fusil, elle se décompose, le fer s'empare de l'oxigène, et l'hidrogène se dégage à l'état de gaz, par le tube B.

Ce gaz s'obtient encore en versant de l'acide sulfurique ou de l'acide muriatique sur de la limaille de fer ou de zinc.

On prend une fiole à médecine, ou un petit matras, dans lequel on a mis de la limaille de fer ou de zinc, on verse dessus de l'acide sulfurique foible, dont la pesanteur spécifique ne soit plus à celle de l'eau, que dans le rapport de 11 à 10 ; on y adapte un tube recourbé, que l'on fait plonger sous une cloche.

Sitôt que l'acide sulfurique est en contact avec le fer, il s'excite une vive effervescence ; l'eau qui sert de véhicule à cet acide, se décompose, l'oxigène se porte sur le métal, et l'hidrogène se dégage.

La simple distillation des végétaux, la putréfaction animale, et la fermentation végétale en fournissent aussi.

Appareils pour obtenir le gaz hidrogène.

A

Pag. 194

B

Page 196.

Page 196.

Décomposition de l'acide Carbonique pages 206, 237 et 162.

1 Mètre

Girard del. Delettre Sculp.

Mais ce gaz est très-impur, on ne peut même en séparer les substances différentes qui l'altèrent.

Voici les expériences qui caractérisent ce gaz.

Odeur désagréable, invisible, élastique, treize fois plus léger que l'air atmosphérique. C'est sur cette légèreté du gaz hidrogène qu'est fondée la théorie des aérostats.

Il s'allume et brûle plus ou moins tranquillement sans bruit avec une flamme blanche lorsqu'il est très-pur.

Ce gaz n'est pas propre à alimenter la combustion.

L'expérience va le démontrer.

Après avoir fait passer du gaz hidrogène dans une cloche remplie de mercure, on y introduit une petite capsule, dans laquelle on a mis de l'amadoue et un peu de phosphore; on porte sur le phosphore, en le passant à travers le mercure, un fer recourbé, que l'on a fait rougir au feu.

Le phosphore touché du fer chaud se fond à l'instant, mais il n'y a aucune inflammation.

Le gaz hidrogène se dégage quelquefois abondamment de la surface de la terre, s'élève dans les régions supérieures de l'atmosphère, s'y rassemble en masses plus ou moins considérables, et par leur inflammation plus ou moins subite, rapide ou successive, produisent les divers météores lumineux comme les éclairs, la foudre, les aurores boréales, les globes de feux, les étoiles tombantes, filantes, etc.

Gaz hidrogène, en contact avec l'air atmosphérique.

On remplit une cloche de gaz hidrogène, on la retire de la cuve pneumatique, et on lui présente, sur le champ, une bougie allumée.

Le gaz s'allume ; on voit la flamme descendre successivement dans la bouteille.

Il y a plusieurs autres moyens de présenter cet effet. On met dans un flacon à deux tubulures de la limaille de fer, on ajuste à ce flacon un tube de verre, terminé par un tuyau capillaire, on verse, par la deuxième tubulure, de l'acide sulfurique affoibli. Au moment où le gaz se dégage, on présente une bougie allumée, le gaz s'enflamme, et forme ce qu'on appelle *chandelle philosophique*, qui dure tant qu'il se dégage du gaz.

On peut encore faire cette expérience d'une autre manière.

On remplit de gaz hidrogène une grande cloche de verre, portant à sa tubulure un robinet, surmonté d'un ajutage droit ou courbé; on comprime le gaz en abaissant la cloche au-dessous du niveau de l'eau dans la cuve; on ouvre alors le robinet, et l'on présente une bougie allumée à l'extrémité de l'ajutage; le gaz s'allume.

Ou bien l'on prend une vessie ficelée sur un robinet, ou plus simplement, sur un petit tube de verre, et dont on fait sortir le gaz en la pressant; le même phénomène a lieu.

Ces expériences font voir que le gaz hidrogène qu'on ne peut allumer, tandis qu'il est seul, jouit de cette propriété, lorsqu'il a le contact de l'air atmosphérique.

Gaz hidrogène mêlé avec l'air atmosphérique.

On remplit une bouteille d'air atmosphérique et de gaz hidrogène, de manière qu'il y ait environ les deux tiers d'air atmosphérique, et on lui présente une bougie allumée.

On ne voit plus descendre la flamme par degrés dans

la bouteille. L'inflammation est subite, et accompagnée d'une véritable explosion.

Gaz hidrogène et Gaz oxigène.

On fait passer sous une cloche 0,15 de gaz hidrogène, et 0,85 de gaz oxigène, on allume ensuite le mélange.

L'inflammation est totale et instantanée, et la détonnation très-violente.

On a appelé le mélange de ces deux gaz *air tonnant.*

Si l'on excite au milieu du mélange une décharge électrique, et si l'on fait cette expérience dans des vaisseaux clos au-dessus du mercure ou de l'eau, il ne reste presque plus rien ; ils sont tous les deux convertis par la combinaison intime des deux bases oxigène et hidrogène, en eau pure qui correspond au poids total des deux fluides combinés.

Si on insuffle, par le moyen d'une vessie, du gaz hidrogène pur dans l'eau de savon, si l'on présente aux bulles qui se forment une bougie allumée, la combustion n'est que successive et sans bruit.

Mais si la même expérience est faite avec le gaz hidrogène, mêlé avec du gaz oxigène, il y a une forte détonnation.

L'énergie de ce bruit ne vient que de la justesse du mélange qui se brûle alors en entier, et produit un vide complet.

Le gaz hidrogène est impropre à la respiration.

Prenez une cloche de verre; remplissez-la de gaz hidrogène, plongez ensuite un oiseau, ou un animal quelconque dans la cloche, et couvrez pour empêcher l'évasion du fluide.

On voit l'animal éprouver sur le champ des convulsions violentes et périr dans très-peu de temps. Cependant on peut le respirer sans danger; *Schècle* et plusieurs autres chimistes l'ont prouvé; si les animaux y périssent, c'est plutôt par défaut de gaz oxigène, que par l'impression funeste de ce gaz.

Le gaz hidrogène se mêle sans contracter d'union avec le gaz azote. Mais toutes les fois que l'hidrogène trouve l'azote en proportion convenable, et que l'un et l'autre tendent à se dégager d'un composé solide ordinairement complexe, dont ils faisoient tous deux parties constituantes, ils s'unissent intimement et forment l'ammoniaque.

§. III.

Du Carbone pur ou Diamant, de l'oxidule de carbone et de l'oxide de carbone.

On trouve le diamant en parties arrondies ou roulées, jamais d'un grand volume, globuleux, en cristaux cubiques octaëdres ou dodécaëdres, quelquefois le dodécaëdre forme trois plans très-obtus, forme secondaire, très-transparent lorsqu'il n'est pas encrouté; réfraction simple, d'un gris pâle, tournant souvent au jaune, quelquefois au citron, au vert, au bleu, d'autres tirant au brunâtre. Le plus beau est sans couleur. Sa cassure a beaucoup d'éclat, tissu lamelleux et feuilleté, le plus dur de tous les corps.

Le rubis est rayé par le diamant; sa pesanteur spécifique est la plus grande de tous les combustibles non métalliques purs; elle est de 3,521 à 3,631. *Werner* la porte à 3,60; *Kirwan* à 3,66.

Le diamant est électrisable par frottement, conduisant cependant assez pour décharger partiellement la bouteille de *Leyde ;* différent du charbon, en ce que le charbon conduit très-bien l'électricité.

On en trouve en Asie, au Bengale, à Malaca, en Amérique, au Brésil, au Mexique.

Propriétés chimiques du Diamant.

Le diamant est combustible; *Newton* l'avoit deviné. La combustion du diamant fut faite la première fois dans le cabinet du grand duc de Toscane.

Le cit. *Guyton* a observé que, si le diamant étoit combustible, il devoit subir l'action de l'oxigène comme les autres combustibles ; il mit à cet effet du diamant dans le nitre en fusion, et il y eût combustion.

Thenant a répété l'opération dans un creuset d'or, et a trouvé que le produit de la combustion étoit de l'acide carbonique.

Lavoisier avoit vu de même que le diamant brûlé dans le gaz oxigène, donnoit de l'acide carbonique; on savoit aussi que *Lavoisier* et *Laplace*, d'après des expériences rigoureuses, avoient trouvé qu'il résultoit pour la combinaison de l'acide carbonique, 28 d'oxigène et 72 de charbon.

Toutes ces expériences commencées, laissoient donc quelque chose à découvrir, et c'est au cit. *Guyton* que nous devons d'avoir fait un pas important dans la connoissance de la nature du diamant.

Voici le résumé général des expériences faites par ce célèbre chimiste, à l'école polytechnique.

Le diamant, dont la combustion a été complète, étoit un cristal natif octaëdre, du poids de 199,9 milligrammes.

N 4

Il a consommé 677 centimètres cubes de gaz oxigène.

Il y a eu de produit 1117,96 milligrammes d'acide carbonique. Ce diamant a éte brûlé sous une cloche de verre, au moyen des rayons solaires rassemblés par une forte lentille.

Des nombreuses expériences faites par le cit. *Guyton*, avec la plus grande exactitude, ce chimiste tire les conséquences suivantes :

1°. Ce n'est pas seulement par la couleur, le poids, la dureté, la transparence et autres caractères sensibles, que le diamant diffère du charbon, comme on a paru le croire jusqu'à ce jour.

2°. Ce n'est pas non plus uniquement par l'état d'aggrégation de la matière qui constitue le diamant.

3°. Ce n'est pas enfin à raison du 200e. du résidu cendreux que laisse le charbon, ou de la petite quantité d'hidrogène qu'il recèle.

4°. C'est encore, et plus essentiellement, par les propriétés chimiques.

5°. Le diamant est la plus pure substance combustible de ce genre.

6°. Le produit de sa combustion ou de sa combinaison avec l'oxigène jusqu'à saturation, est de l'acide carbonique sans résidu.

7°. Le charbon brûle à une température qui peut être estimée de 188 degrés de thermomètre centigrade ; le diamant ne s'allume qu'à environ 30 degrés pyrométriques ; ce qui, dans le système de l'échelle de *Wedgwood*, fait une différence de 188 à 2765.

8°. Le charbon allumé entretient par lui-même, dans le gaz oxigène, la température nécessaire à sa combus-

tion ; celle du diamant s'arrête dès que l'on cesse de la soutenir par le feu des fourneaux , ou par la réunion des rayons solaires.

9°. Le diamant exige , pour sa combustion complète, une beaucoup plus grande quantité d'oxigène que le charbon , et produit aussi plus d'acide carbonique.

Un de charbon absorbe dans cet acte 2,527 d'oxigène , et produit 3,575 d'acide carbonique.

Un de diamant absorbe un peu plus de quatre d'oxigène, et produit réellement cinq d'acide carbonique.

10°. Il est des substances qui sont dans un état de composition intermédiaire entre le diamant et le charbon. Ce sont : la *plombagine* ou carbure de fer natif, le charbon fossile incombustible , carbure d'alumine de *Dolomieu ; Anthracolite* de *Werner* , la matière noire unie au fer dans l'état de fonte et d'acier , les résidus charbonneux difficiles à incinérer , et le charbon lui - même débrûlé par l'action d'une forte chaleur , sans le contact de l'air. Le vrai nom qui convient à ces substances , est celui *d'oxidule de carbone.*

11°. Ces substances , mêlées ou foiblement combinées avec trois ou quatre centièmes de leur poids de fer ou d'alumine , donnent par leur combustion de l'acide carbonique , comme le charbon et le diamant.

Elles s'approchent du *charbon* par leur couleur , leur peu de pesanteur , leur opacité ; en ce qu'elles servent comme lui à la décomposition de l'eau , à la cementation du fer , à la désoxidation des métaux , à la désoxidation du soufre , du phosphore , de l'arsenic , en ce qu'elles conduisent comme lui le fluide électrique.

Elles s'approchent du *diamant,* en ce qu'elles tiennent

bien plus de combustible que le charbon ; qu'elles absorbent aussi plus d'oxigène, et produisent plus d'acide carbonique ; qu'elles décomposent plus d'acide nitreux ; qu'elles ne brûlent qu'à une température bien plus élevée, même dans le nitre en fusion ; que leur combustion s'arrête dès que cette température s'abaisse.

12°. Ainsi, le diamant est le plus pur carbone, la pure base acidifiable de l'acide carbonique.

Sa combustion se fait en trois temps, qui exigent trois températures différentes.

A la première, qui est la plus élevée, le diamant prend une couleur noir plombée ; c'est une oxidation au premier degré : c'est l'état de la plombagine et de l'anthracolite.

A la seconde température, que l'on peut estimer à 18 ou 20 degrés pyrométriques, il y a nouvelle combinaison toujours lente et successive d'oxigène ; c'est un progrès d'oxidation qui constitue l'état habituel du charbon, ou plutôt celui où il se trouve après que l'action d'une forte chaleur dans des vaisseaux fermés, en a dégagé une partie d'oxigène.

Ainsi, la plombagine est un oxide au premier degré, ou *oxidule ;* le charbon un *oxide* au second, et l'acide carbonique le produit de l'oxigénation complète du carbone.

En supposant donc que l'on pût opérer avec assez de précision, pour enlever de la surface du diamant, la matière noire à mesure qu'elle s'y forme, en lui retirant subitement à chaque fois l'action du feu solaire, on parviendroit indubitablement à le convertir en charbon, ou du moins en plombagine, si le passage trop rapide du

dernier degré d'oxidation à l'oxigénation ne permettoit pas de le surprendre dans le premier état.

15°. Enfin, de ces principes découlent plusieurs conséquences importantes pour la chimie et pour les arts.

Après avoir entendu cette conclusion, on demandera sans doute comment il se fait que la matière simple, le pur carbone, le diamant soit rare, tandis que ses composés, en différens états, sont si abondamment répandus? Pour faire cesser l'étonnement de ceux qui en concevroient quelque défiance, on leur rappellera que la terre alumineuse est aussi l'une des matières les plus communes, et que le spath adamantin, aussi rare que le diamant, n'est cependant que de l'alumine : le merveilleux n'est que dans l'opposition des faits et de nos opinions; il disparoît à mesure que nous découvrons, et que nous nous approprions les moyens de la nature pour produire les mêmes effets.

Quoique les expériences ci-dessus démontrent véritablement que le charbon est l'oxide du carbone ou diamant, les cit. *Guyton*, *Clouet* et *Hachette*, voulant ôter toute incertitude, ont obtenu le complément de cette démonstration, par l'expérience suivante :

On a mis dans une petite capsule de platine, un diamant brut, cristallisé, bien transparent, du poids de 158 milligrammes. On l'a couvert d'un mélange de 5 grammes d'alumine précipitée de l'alun par l'ammoniaque bien édulcorée, et de 15 décigrammes de chaux. Le diamant étoit fixé au fond de la capsule par un fil de platine, qui formoit tout autour une espèce de chaton, pour empêcher qu'il ne vînt à la surface, ou qu'il n'y fût porté par le bouillonnement du flux, et qu'il n'éprouvât ainsi

une combustion qui auroit pu induire en erreur, puisqu'elle n'eût été que l'effet naturel de l'élévation de température et du contact de l'air.

L'expérience avoit pour objet de déterminer si la composition vitreuse que forment ces deux terres, avoit quelque action sur le diamant; elle a été muète sur ce point, par une circonstance qu'il étoit difficile de prévoir, mais qui a donné lieu à d'autres résultats encore plus satisfaisans.

Malgré les édulcorations répétées du précipité d'alumine, il retenoit encore de l'acide sulfurique, ce qui indique, d'après l'observation du cit. *Guyton*, qu'on ne peut regarder comme alumine pure, que celle qui, après avoir été précipitée de l'alun, est reprise par l'acide nitrique, purifiée par le nitrate de barite, et de nouveau précipitée ou évaporée à siccité.

On fut bientôt convaincu de la présence de cet acide dans le mélange terreux, lorsqu'après avoir tenu le creuset au feu de la forge à trois vents, pendant environ une demi-heure, on trouva, au lieu d'une masse vitreuse, un sulfure terreux gris, opaque, qui en exhaloit sensiblement l'odeur, et qui soumis à différens essais, en a manifesté toutes les propriétés.

Les creusets, c'est-à-dire, celui de platine, et celui d'argile qui le renfermoit, avoient été retirés sains et entiers; le diamant n'avoit pas bougé, il étoit comme enchatonné à la surface intérieure de la petite masse de sulfure, dans lequel on l'apercevoit distinctement à cause de ses angles et de ses faces; mais il se distinguoit encore par sa couleur, il étoit devenu noir, et tranchoit ainsi avec le gris du sulfure.

Le diamant détaché, on a reconnu que la matière noire formoit seulement une couverte à sa surface ; que le surplus conservoit d'ailleurs ses propriétés et même sa dureté ; il entamoit le verre comme auparavant.

Il restoit à savoir si cette matière noire avoit été fournie de la propre substance du diamant ; c'étoit à la balance à lever ce doute ; elle a appris qu'il avoit perdu, dans cette opération, 58 milligrammes, c'est-à-dire plus du tiers de son poids.

On peut donc conclure, 1°. que le diamant peut désoxigéner le soufre, comme le charbon, quand l'acide est retenu par une combinaison capable de soutenir la température nécessaire à l'oxidation du carbone ; 2°. que l'on peut obtenir le diamant avec les caractères de la plombagine, ou même du charbon, en le mettant dans des circonstances où il reçoit le premier degré d'oxidation, sans passer à l'état d'acide carbonique.

Le cit. *Guyton* a aussi prouvé que le diamant se combine également avec le fer par la fusion, et le convertit en acier.

De l'Oxide de Carbone.

L'oxide de carbone n'existe jamais pur, c'est le combustible existant dans le charbon.

Il est noir, friable ; il absorbe la lumière ; il ne laisse pas passer le calorique ; il est insipide, inodore.

Base des matières animales et végétales, il est très-répandu dans la nature.

On peut en distinguer de cinq espèces :

Charbon végétal, animal, fossile, bois charbonné dans la terre, bois charbonné dans l'eau.

Les deux premières espèces sont le résultat de la distillation des substances animales et végétales; mais on n'obtient pas ainsi l'oxide de carbone pur; il faut extraire par des lotions convenables, dans l'eau pure, tous les sels qui se trouvent mêlés et confondus avec lui; alors on dessèche l'oxide de carbone par un coup de feu violent, dans des vaisseaux clos : cette précaution est nécessaire, car les dernières portions d'eau y adhèrent avec une telle force, qu'elles s'y décomposent, et fournissent du gaz hidrogène et de l'acide carbonique.

L'acide carbonique produit encore, par sa décomposition, de l'oxide de carbone très-pur.

On met dans un tube de verre, fermé à l'une de ses extrémités, une partie de phosphore, on ajoute par dessus cinq parties de carbonate calcaire, réduit en poudre fine, et l'on termine le tube à la lampe, par un tuyau capillaire.

On place ce tube dans le milieu d'un fourneau, de manière que les charbons ne puissent échauffer que le carbonate, la partie du tube où est le phosphore, se trouve alors dans le cendrier du fourneau. On assujétit le tube avec du fil de fer, et l'on chauffe; lorsque le sel est très-chaud, on lève le tube afin de faire brûler le phosphore.

A cette température, le phosphore s'empare de l'oxigène de l'acide carbonique, devient acide phosphorique, qui s'unit à la chaux pour former un phosphate calcaire, tandis que l'oxide de carbone reste à nud.

En lavant dans l'eau le résultat de cette opération, on en sépare l'oxide de carbone.

Exposé à l'air, l'oxide de carbone brûle, rougit et répand de la lumière, mais sans flamme. Si l'on fait cette

expérience sous une cloche remplie d'air atmosphérique, la combustion de l'oxide de carbone n'absorbe environ que 15 parties de l'oxigène qui s'y trouve, car l'azote qui se dégage enveloppe l'oxide, et gêne la combustion.

Si l'on brûle de cet oxide, soit sous une cloche, soit dans un flacon plein de gaz oxigène pur, la combustion est totale. L'oxide de carbone s'empare de tout l'oxigène et forme une nouvelle combinaison. C'est ce qu'on appelle acide carbonique.

Si l'on passe de l'eau sous la cloche, et que l'on agite, le gaz se dissoudra dans l'eau, et l'on obtiendra l'acide carbonique liquide, que l'on reconnoît par ses propriétés.

Le charbon est très-avide d'air et plus encore d'eau.

Si l'on fait bien sécher un morceau de charbon, et qu'on le mette sous une cloche, au bain de mercure, rempli de ce métal, on voit que le charbon absorbe de l'air, et que le mercure remonte assez rapidement; mais si l'on fait passer un gaz aqueux sous la cloche, alors le charbon absorbe de préférence l'humidité, il prend l'eau et abandonne l'air, et le mercure redescend.

L'oxide de carbone se fond dans le gaz hidrogène; cela est si vrai, que si on brûle le gaz hidrogène carboné avec de l'oxigène, on obtient de l'eau et de l'acide carbonique.

Le gaz hidrogène qui a dissout cet oxide, a une pesanteur spécifique plus considérable que le gaz hidrogène pur.

Il se dégage en général du gaz hidrogène carboné dans toutes les distillations de matières végétales et animales, car le gaz hidrogène existe en état solide dans les plantes, et ne se remet en gaz que par le calorique que lui prête le feu employé à la distillation, et il dissout du charbon.

Il s'en dégage des eaux stagnantes et bourbeuses des marais, des tourbières, des latrines: des égoûts.

On en obtient aussi de la dissolution de quelques métaux carbonés pendant leur oxidation dans les acides foibles.

Il s'en exhale souvent aussi des mines de charbon de terre, des bouches des volcans.

On en retire de l'alcool, de l'éther, des huiles traitées par divers réactifs, et surtout par les acides concentrés. Tous ces gaz forment autant de variétés qu'il y a de proportions différentes dans ces principes.

Le gaz hidrogène carboné est plus lourd que le gaz hidrogène pur; il ne peut que rarement servir à la construction des machines aréostatiques; il a une odeur fétide, d'autant plus grande, qu'il tient plus de carbone en dissolution; il éteint les corps combustibles enflammés, et asphixie plus profondément les animaux que le gaz hidrogène pur; il brûle avec moins de rapidité en général que ce dernier; souvent sa flamme est bleue et pâle, quelquefois elle est rouge ou blanche, très-éclatante et comme huileuse; il dépose souvent de l'oxide de carbone, reconnoissable à sa couleur noire, lorsqu'on le traite par différens procédés; il est en général plus facilement et plus abondamment condensé ou absorbé par le charbon. Dans quelques circonstances, il forme de l'huile, et il a été spécialement nommé alors *gaz oléfiant.*

Gaz carboneux, ou Gaz oxide de carbone.

De nouvelles expériences sur la réduction des métaux par le charbon, ont conduit à la découverte d'un nouveau gaz : le cit. *Guyton* en a décrit les caractères et les

propriétés, d'après ses expériences et celles des cit. *Dézormes* et *Clément*, dont voici le résultat :

Le gaz recueilli pendant la réduction du zinc par le charbon, est un gaz inflammable, qui brûle lorsqu'on l'allume en contact avec l'air commun.

Il détonne, mais foiblement, avec le gaz oxigène, et il en exige une plus grande quantité.

Ce gaz est moins pesant que le gaz acide carbonique, mais bien plus que le gaz hidrogène carboné; sa pesanteur s'approche même quelquefois de celle de l'air commun.

Ce gaz enflammé dans l'eudiomètre de *Volta*, sur l'huile ou le mercure avec le gaz oxigène, ne donne point d'eau, et le résidu aériforme est de l'acide carbonique, que l'eau de chaux absorbe en totalité.

On obtient le même gaz, en traitant l'oxide de zinc avec la plombagine.

Le fluide aériforme qui se dégage, lorsqu'on expose au feu le carbonate de barite mêlé avec le charbon pulvérisé, est absolument de la même nature.

Enfin, si l'on met du charbon dans un tube de porcelaine, et qu'après l'avoir échauffé, l'on y fasse passer et repasser du gaz acide carbonique, il augmente considérablement de volume; il n'est plus absorbé par l'eau; au lieu d'éteindre la bougie, il s'allume et donne, en brûlant, les mêmes produits que celui de la réduction de l'oxide de zinc par le charbon.

Le cit. *Guyton* a nommé ce nouveau fluide élastique, *gaz carboneux*, ou *gaz oxide de carbone*, dans lequel le charbon n'est porté qu'à un plus haut degré d'oxidation, parce que l'oxigène en prend, à la faveur de la très-haute température qu'exigent ces opérations, plus qu'il n'en peut convertir en acide parfait.

Le cit. *Fourcroy* a confirmé ces résultats par une expérience toute semblable, qu'il fit avec le cit. *Thénard*.

Une observation du cit. *Hassenfratz* est encore à l'appui de cette explication.

Les cit. *Dézormes* et *Clément* ont ajouté à ces premières connoissances; ils ont examiné l'action de ce nouveau fluide sur les substances minérales, et ont tiré cette conclusion : qu'il n'y a plus de doute sur l'existence d'un

oxide de charbon gazeux, dont les proportions varient depuis 46 jusqu'à 52 de charbon sur 100; que l'on ne peut produire ce gaz directement, c'est-à-dire, en unissant des quantités de charbon et d'oxigène, égales à celles dont il est composé, et qu'on ne le forme qu'en ajoutant du charbon à l'acide carbonique.

Le cit. *Berthollet* vient de présenter à l'institut des observations relatives à ce nouveau gaz. En voici le résultat:

Le cit. *Berthollet* prétend établir dans le mémoire qu'il a lu, 1°. que tout charbon contient de l'hidrogène, et doit être par conséquent regardé comme une combinaison de carbone et d'hidrogène; 2°. que le charbon ordinaire contient, outre cela, une proportion variable d'oxigène; mais que lorsqu'il est fortement calciné, il paroît privé de tout oxigène, et n'être plus qu'une combinaison de carbone et d'une proportion plus foible d'hidrogène; 3°. qu'en conséquence de cette composition, toutes les fois qu'on brûle le charbon par le gaz oxigène, il se forme de l'eau; 4°. que le gaz acide carbonique tient en dissolution de l'eau qui y est latente, comme *Monge* l'avoit déjà prouvé par l'action de l'électricité, dans les Mémoires de l'Académie des Sciences, de 1746, de sorte qu'il peut s'en former une proportion assez considérable, sans qu'elle soit sensible; 5°. qu'il faut distinguer deux espèces de gaz inflammable carboné, l'une qui est une simple combinaison d'hidrogène et de carbone, et l'autre qui contient, outre cela, une proportion plus ou moins grande d'oxigène; 6°. que dans les températures très-élevées, cette dernière combinaison se forme principalement, soit qu'on mette en contact du charbon et un oxide métallique, soit qu'on fasse passer du gaz oxigène à travers le charbon dans un tube rougi, soit qu'on passe l'acide carbonique à travers le charbon rouge. Le cit. *Berthollet* explique donc, par les différences de température et par la force plus ou moins grande avec laquelle une substance retient l'oxigène, les différens produits aériformes qu'on obtient, lorsqu'on enlève à cette substance l'oxigène par le moyen du charbon.

Girard del. Delettre Sculp.

§. IV.

Du phosphore.

On obtient le phosphore en décomposant le phosphate calcaire par l'acide sulfurique, etc. *Voyez* phosphate calcaire.

Lorsque le phosphore est très-pur, il est transparent, d'une consistance semblable à de la cire.

Pour mouler le phosphore en bâtons, on prend un entonnoir à long bec, et même des tubes, dont on bouche l'orifice avec un petit bouchon de liége, ou un morceau de bois; on le remplit d'eau et on y met le phosphore: on le plonge dans l'eau bouillante, le phosphore fond; on le plonge ensuite dans l'eau froide, et lorsque le phosphore est figé, on enlève le bouchon et on le fait sortir du moule en le poussant avec un morceau de bois. *Pelletier* a imaginé un autre moyen.

On choisit des tubes d'environ 24 centimètres de longueur, dont l'ouverture ne soit pas trop grande, de manière à pouvoir être exactement fermée avec l'extrémité du doigt index. On fait fondre le phosphore dans de l'eau bouillante; alors on y porte une des extrémités du tube, tenant l'autre dans la bouche. On fait une inspiration très-courte, afin que le phosphore monte dans le tube, et on arrête l'inspiration lorsqu'on aperçoit que le phosphore y est monté à une distance éloignée de la bouche d'environ 3 centimètres. On bouche aussitôt l'extrémité du tube avec le doigt index, et on le porte dans une terrine pleine d'eau très-froide. Le phosphore ne

tarde pas à se figer; et, par une légère secousse, on en sépare le petit cylindre.

Quand on casse un bâton de phosphore, on aperçoit quelquefois des élémens de cristallisation; mais, pour l'obtenir cristallisé en octaëdres, il faut fondre le phosphore dans de l'eau; il ne faut que 30 ou 31 degrés : à mesure qu'il se fige on le perce, et on fait couler le phosphore encore liquéfié; on obtient une masse en aiguilles.

Pelletier a aussi obtenu du phosphore cristallisé de sa dissolution, dans une huile volatile, par le seul refroidissement, ou bien en ajoutant de l'alcool à la dissolution, et, à la longue, il se fait un précipité qui, vu à la loupe, est un octaëdre tronqué à sa partie supérieure et inférieure.

Il faut toujours opérer sous l'eau.

En mettant le phosphore sous l'eau pour le faire fondre, on peut estimer la température de sa fusion.

Le phosphore se conserve, si on le tient gardé dans l'eau et à l'obscurité, car, exposé à la lumière, il se couvre d'une pellicule rouge; c'est un commencement de combustion ou d'oxidation.

Il faut avoir attention, lorsque l'on conserve le phosphore sous l'eau, qu'elle ne soit pas aérée.

Lorsqu'on extrait le phosphore des substances qui le contiennent, il est ordinairement sale et impur; il contient de la poussière de charbon, et une partie de phosphore à moitié brûlé, qui lui donne une couleur rouge ou brune.

Pour l'obtenir pur, il suffit de le fondre et de le passer plusieurs fois à travers une peau de chamois, au milieu de l'eau chaude.

La peau ne peut servir qu'une fois; le second phosphore qu'on y passeroit seroit coloré.

M. *Juch*, à Wurtzbourg, prétend que tout phosphore jaunâtre contient du carbone; en traitant, dit-il, ce phosphore avec de l'acide muriatique oxigéné affoibli, il se décolore parfaitement, et devient transparent comme du verre.

On fait fondre du phosphore dans de l'eau bouillante, et on le coule, quand il est liquide, dans de l'eau froide; il s'y divise, en se figeant, en une poudre fine. Il suffit de laisser tremper cette poudre, pendant quelques minutes, dans de l'acide muriatique oxigéné affoibli, pour la blanchir. On refond ensuite le phosphore en masses cylindriques. Ce phosphore, dit l'auteur, ainsi purifié, ne se noircit plus lorsqu'on le rougit avec un alcali caustique; cependant il sépare du carbone des carbonates alcalins et terreux.

Le phosphore se volatilise facilement en le distillant avec l'eau; il passe en liquide et s'élève en vapeur à la chaleur de l'eau bouillante et même à 76°.

On peut même distiller le phosphore, en emplissant les vases, préalablement, avec de l'acide carbonique, ou autre gaz non propre à entretenir la combustion.

Les couleurs variées sous lesquelles on obtient le phosphore, viennent de la présence du plus ou moins d'oxigène qu'il a absorbé, mais non pas encore assez pour être devenu acide; c'est un oxide de phosphore.

Pour séparer la partie oxidée du phosphore, on en met une quantité quelconque dans un tube; on plonge ce tube dans l'eau chaude; le phosphore se fond, et la partie oxi-

dée reste à la surface, attendu que la partie oxidée n'est pas soluble à la même température.

C'est donc encore un moyen d'obtenir la purification du phosphore.

Si l'on expose du phosphore dans l'air atmosphérique, le phosphore brûle lentement; il exhale une fumée de toute sa surface : cette vapeur, qui répand une forte odeur d'ail, est de l'acide phosphoreux.

A cet effet, on met chaque cylindre de phosphore dans un petit tube de verre dont l'extrémité inférieure est fermée en entonnoir, avec une petite ouverture pour laisser couler la petite goutte d'acide qui se produit. On prépare ainsi une quantité de ces tubes; on les place dans un grand entonnoir placé sur une bouteille. On dispose cet appareil sur une assiette où l'on a soin de mettre de l'eau, et on le recouvre d'une cloche qui a des ouvertures sur les côtés, afin que la poussière ne tombe pas dessus, et afin d'avoir un air toujours humide, qui accélère beaucoup la décomposition ou combustion insensible du phosphore.

Le citoyen *Berthollet* a imaginé un autre appareil qui peut servir d'eudiomètre.

La combinaison lente du phosphore lui a paru un moyen eudiométrique qui égale ou surpasse tous ceux qui ont été présentés jusqu'ici, surtout lorsque les proportions ne s'éloignent pas beaucoup de celles de l'air atmosphérique.

Cet eudiomètre a une plus grande précision que ceux dans lesquels la diminution se partage entre deux gaz, comme dans l'épreuve par le gaz nitreux et par le gaz hidrogène.

Il ést moins embarrassant et d'une action plus prompte que le sulfure de potasse, ou le mélange de soufre et de fer; et il a l'avantage de présenter un indice certain de la fin de l'absorption; car alors l'atmosphère du phosphore devient transparente, et cesse d'être lumineuse.

A cet effet, on introduit dans un tube gradué, qui contienne le gaz dont on veut faire l'épreuve, un cylindre de phosphore, fixé sur un tube de verre; plus le cylindre de phosphore approche, par sa longueur, de celle de la portion du tube qui contient le gaz, et plus celui-ci est étroit, plus l'absorption de l'oxigène est prompte : on peut l'accélérer, si la température est basse, en appliquant au verre la simple chaleur de la main; il faudroit tempérer au contraire la chaleur, si elle étoit trop élevée, car on doit éviter l'inflammation du phosphore, qui est toujours précédée de sa fusion : lors donc qu'on aperçoit des indices de fusion, il faut abaisser le phosphore sous l'eau : une épreuve peut être terminée en moins d'une demi-heure.

Si l'on avoit à éprouver un gaz où l'azote se trouveroit en trop petite proportion, on n'auroit qu'à ajouter un volume déterminé d'air atmosphérique.

L'eudiomètre de *Séguin* est un tube de verre ou de cristal de 3 centimètres environ de diamètre, sur 19 de haut, fermé à sa partie supérieure, et évasé à sa partie inférieure. On le remplit de mercure; on y fait passer un petit morceau de phosphore qui, en vertu de sa moindre pesanteur spécifique, monte à la partie supérieure; on fait fondre ce phosphore à l'aide d'un charbon rouge que l'on approche de l'extérieur de la cloche, et l'on fait passer ensuite dans le tube de petites portions de l'air

qu'on veut essayer, et que l'on a préalablement jaugé dans une cloche graduée avec soin. La combustion se continue jusqu'à la fin de l'opération ; mais, pour plus d'exactitude, on échauffe encore fortement le résidu, et lorsqu'il est froid, on le passe dans une petite cloche jaugée en même temps que la première : la différence des deux volumes indique la quantité de gaz oxigène que contenoit l'air soumis à l'expérience.

A defaut de tubes semblables à ceux dont nous venons de parler, on peut se servir d'entonnoirs fermés à la lampe d'émailleur, ils sont même très-propres à cet usage.

M. *Humboldt* a prouvé, par un grand nombre d'expériences, 1°. que le phosphore, soit qu'on le brûle ou soit qu'on le fasse luire simplement en contact avec l'air atmosphérique, est une substance eudiométrique infiniment incertaine, vu qu'elle n'absorbe très-souvent que 0,15-0,20 d'oxigène, au lieu de 0,27, et qu'un même gaz essayé en différens tubes, présente des résultats différens entre eux ; 2°. que le gaz nitreux découvre presque constamment quelques centièmes d'oxigène contenus dans le résidu de l'eudiomètre à phosphore ; 3°. que tous les gaz azotes, dans lesquels le phosphore ne répand aucune lueur, et qui ne diminuent pas en volume avec le gaz nitreux, ne peuvent pas être considérés comme dépourvus d'oxigène. Il y a des cas où 0,13 d'oxigène restent cachés dans un gaz, dans lequel le phosphore, à une température de 50, se fond sans lueur, et que le gaz nitreux n'altère aucunement ; 4 que le phosphore se dissout également dans les gaz azote et gaz oxigène, et qu'il se forme des oxides à doubles bases de phosphore et d'azote,

des phosphures d'azotes oxidés, que le gaz nitreux ne décompose qu'en partie.

Pour opérer la combustion du phosphore dans le gaz oxigène, il faut opérer ici comme nous l'avons indiqué, page 173 (leçon sur le gaz oxigène). Le résultat de la combustion est toujours de l'acide phosphorique. Il est concret, si l'on n'ajoute point d'eau sous la cloche; et quand on veut l'obtenir liquide, on y fait passer de l'eau, on la promène sur les parois, alors l'acide phosphorique se dissout avec facilité.

Pelletier a indiqué un autre procédé.

Son appareil est un cylindre alongé, dans lequel il met le phosphore avec de l'eau. Ce cylindre est mis dans un bocal, où l'on entretient de l'eau bouillante, pour tenir le phosphore liquéfié : on a en outre un tube recourbé, dont une des ouvertures va plonger dans le phosphore, et l'autre est adaptée sur un grand flacon, qui a une seconde ouverture, à la faveur de laquelle on ajuste un entonnoir, muni d'un robinet. Le tout étant bien disposé, on met de l'eau dans l'entonnoir, et, en ouvrant le robinet l'eau entre dans le flacon, et détermine l'air qui y est contenu à passer par le tube; cet air passant à travers le phosphore, se combine avec lui, et produit la combustion du phosphore, qui par-là est changé en acide phosphorique.

Quand le flacon est plein d'eau, on le vide à la faveur d'un robinet pratiqué à la partie inférieure.

Le phosphore est le corps qui dégage le plus de calorique du gaz oxigène au moment où il s'y enflamme. *Lavoisier et Laplace* ont prouvé que d'une livre de gaz oxigène employé à brûler du phosphore, il se dégageoit une

quantité de calorique capable de fondre 66 livres 10 onces 5 gros 24 grains de glace à 0; que le phosphore absorboit une fois et demie son poids d'oxigène.

Gaz hidrogène phosphoré.

Ce gaz a été découvert il y a environ douze ans par le cit. *Gengembre.*

Il y a différens moyens de se procurer ce gaz, je n'en indiquerai ici qu'un seul : nous reviendrons sur les autres procédés dans les leçons suivantes. — *Voyez* les articles, potasse pure, soude pure et chaux vive.

Expérience.

On remplit une cloche de gaz hidrogène pur; on la place sur le mercure, on introduit du phosphore au fond de la cloche; on fait tomber ensuite, au milieu de cette cloche, les rayons du soleil réunis par un miroir ardent.

Le gaz hidrogène est bientôt changé en gaz hidrogène phosphoré.

Ce gaz exhale une odeur insupportable de poisson pourri ou alliacée fétide. Il a une pesanteur spécifique bien plus considérable que celle du gaz hidrogène.

Il s'enflamme sitôt qu'il a le contact de l'air. Cette inflammation donne lieu à la formation de l'eau et d'acide phosphorique, et il s'élève de ses bulles, des couronnes circulaires de fumée.

Quand le gaz hidrogène a brûlé, la bulle d'eau qui l'enveloppoit est combinée avec l'acide phosphorique qui s'est formé, de-là la couronne de fumée circulaire qui s'élève en anneau.

Ce gaz est plus combustible que le phosphore, avec le gaz oxigène; le gaz hidrogène phosphoré brûle avec une grande rapidité. L'expérience est même dangereuse.

Ce gaz peut s'unir à l'eau distillée dans la proportion du quart environ de son volume, lorsque cette dissolution s'opère à la température de 10 degrés (thermomètre de Réaumur); il communique à l'eau dans laquelle il se noie, une odeur forte et désagréable, ainsi qu'une saveur amère.

Lorsqu'on s'est servi, pour liquéfier ce gaz, d'une eau qui a été purgée d'air, et qu'on a soin de le contenir ainsi dissous dans des vases bien bouchés, on peut le conserver longtemps sans qu'il éprouve de décomposition, de manière qu'en faisant chauffer cette dissolution, on peut en retirer dans l'état de gaz, tout l'hidrogène phosphoré qu'elle contient.

Lorsque l'eau a été une fois ainsi privée de tout le gaz hidrogène phosphoré qu'elle avoit dissout, elle redevient de l'eau pure.

Enfin cette dissolution est capable de réduire promptement plusieurs oxides métalliques, qu'ils soient seuls, ou bien dissous par des acides, et de former avec eux de l'eau et des phosphures métalliques.

Ce gaz est très-nuisible à la respiration.

Les animaux qu'on y plonge périssent sur le champ.

Depuis que quelques médecins administrent le phosphore mêlé à d'autres substances, chacun a cru devoir s'occuper des moyens de diviser le phosphore; parmi les procédés connus on doit distinguer celui du cit. *Pelletier*, frère du chimiste de ce nom.

Il consiste à mettre six grains de phosphore coupé par

petits morceaux dans une once d'éther sulfurique rectifié à 63 degrés, (aréomètre de *Cartier*, la température étant à 10 degrés au-dessous de 0) et à agiter de temps en temps le mélange pendant trois à quatre jours.

§. V.

Du Soufre.

Objets de démonstration :

Soufre transparent cristallisé en octaëdres.

Soufre en petits octaëdres, de Cadix, de Quito, de Sicile.

Idem sous forme régulière.

Soufre opaque naturel dans des cailloux.

Soufre volatilisé, ou sublimé des volcans.

Soufre des eaux minérales.

Soufre tiré des matières végétales.

Soufre tiré des matières animales.

Le soufre est un corps combustible, sec, très-fragile, d'un jaune-citron, qui n'a d'odeur que lorsqu'il est chauffé, et dont la saveur particulière est foible, quoique très-sensible. Si on le frotte, il devient électrique : si, lorsqu'il est en gros morceaux, on lui fait éprouver une chaleur douce, mais subite, comme en le serrant dans la main, il se brise en pétillant. Il perd une partie de sa couleur par la porphyrisation, et surtout par une division chimique, telle qu'elle a lieu dans les précipitations; alors il devient quelquefois gris ou blanc.

Le soufre se rencontre en grande quantité dans la nature, tantôt pur et tantôt combiné.

Les procédés connus pour extraire le soufre en grand,

et l'appliquer aux usages du commerce, se réduisent à le dégager des pyrites, ou sulfures de cuivre ou de fer, par des moyens plus ou moins simples et économiques.

On peut consulter, à ce sujet, *Henkel*, *Macquer*, *Jars*, etc.

Pour purifier le soufre, on le fond dans une poële de fer; les parties terreuses et métalliques se précipitent; on le verse dans une chaudière de cuivre, où il forme un autre dépôt des matières étrangères qui l'altéroient. Après l'avoir tenu quelque temps en fusion, on le coule dans des moules de bois cylindriques, et il forme le soufre en *canons*.

Celui qui s'est précipité au fond de la chaudière pendant la fusion, est gris et très-impur; on le nomme fort improprement *soufre vif*.

Les mèches soufrées ne sont ordinairement que des brins de coton que l'on trempe dans du soufre fondu. On soufre de même des petits morceaux de bois que l'on nomme *allumettes*, ainsi que des tubes de paille.

Action du calorique sur le soufre.

On met du soufre dans un creuset : on le place entre quelques charbons ardens; il ne tarde pas à entrer en fusion. Cette première fusion est liquide; mais, en tenant le soufre un instant de plus sur le feu, il acquiert une consistance beaucoup plus épaisse. Lorsqu'il est dans cet état, on le coule dans une terrine pleine d'eau; on trouve qu'il a acquis une couleur rouge, et qu'il est mou comme de la cire : il se pétrit facilement entre les doigts, au lieu d'être sec et cassant, comme l'est le soufre ordinaire.

Le soufre, dans cet état, est employé avec succès pour tirer des copies de cachets et de pierres gravées.

Le soufre peut se réduire en gaz et se volatiliser; mais ce gaz n'est pas permanent, il se solidifie, dès que la température s'abaisse. On se sert de cette propriété pour le purifier.

On met dans une cucurbite de verre, ou dans une petite terrine vernissée une quantité quelconque de soufre concassé : on y adapte des pots percés par leur fond, surmontés les uns sur les autres, à l'exception du dernier, que l'on termine par un entonnoir renversé; on place l'appareil sur un bain de sable, ou à feu nud; on lute les jointures avec des bandes de papier, enduites de cole d'amidon : on ajoute au bec du chapiteau un récipient, seulement pour intercepter la communication avec l'air extérieur; alors on procède à la sublimation par un feu modéré : aussitôt que le soufre entre en fusion, il s'élève une fumée blanche, épaisse, qui se condense et s'attache aux parois du chapiteau, sous la forme d'une poudre. Lorsqu'il en est suffisamment garni, on cesse le feu : on laisse refroidir les vaisseaux; on délute le chapiteau; on ramasse, avec la barbe d'une plume, le soufre qui s'est sublimé : c'est ce qu'on nomme *soufre en fleurs*, *fleurs* de soufre.

On procède ensuite à une nouvelle sublimation. On continue ainsi jusqu'à ce que l'on ait fait sublimer tout le soufre.

Ce soufre sublimé contient souvent un peu d'acide sulfurique, formé par la combustion d'une petite quantité de ce soufre, qui a eu lieu en raison de l'air contenu dans les vaisseaux. On le purifie très-exactement en le lavant:

c'est le soufre, ainsi préparé, qu'on doit employer en médecine.

Si, au lieu de prendre le soufre dans un état d'épaississement, on le retire du feu immédiatement après qu'il est fondu, et qu'on le laisse refroidir tranquillement, ses parties prennent entr'elles un arrangement symmétrique, elles sont disposées en aiguilles, ce qui forme une cristallisation du soufre.

Si l'on fait fondre du soufre dans de l'huile, il faut qu'elle en soit bien chargée, elle en tient même en dissolution plus qu'elle n'en peut dissoudre; lorsqu'elle est froide, elle laisse déposer, par le refroidissement, l'excédent, sous la forme de cristaux octaëdres.

Le cit. *Roard*, professeur de l'école centrale du département de l'Oise, a fait quelques expériences relativement à la dissolubilité du soufre dans l'huile; en voici les résultats:

Une partie $\frac{1}{2}$ de soufre et une partie d'huile de lin — *magma*, masse de soufre.

Une partie de soufre et une *idem* d'huile de lin, cristallisent un peu au fond.

Dix parties de soufre et quinze *id.* d'huile de lin, cristallisation plus confuse.

Cinq parties de soufre et quinze *id.* d'huile de lin, cristallisation, mais tout le soufre n'est pas encore dissous.

Trois parties de soufre et quinze *id.* d'huile de lin, dissolution plus complète; cristallisation.

Une partie de soufre et quinze *id.* d'huile de lin, dissolution; aiguilles belles au fond de la fiole.

Si l'on pousse trop au feu, que l'on fasse bouillir, la

matière est changée en une masse d'un brun terne, noirâtre, et l'huile est résinifiée.

Combustion lente du soufre.

Pour faire cette expérience, on prend une grande cloche, on place dessous un petit godet, dans lequel on a mis du soufre sublimé allumé; on porte cet appareil sur une assiette, et on l'entoure d'eau.

Il s'élève une fumée blanche, qui se dissout dans l'eau, et l'eau devient acide. C'est de l'acide sulfureux, ou ce qu'on nommoit autrefois *esprit de soufre par la cloche.*

Combustion rapide du soufre.

On prend, à cet effet, un grand ballon à large ouverture; on suspend dans son intérieur une cuiller de fer, portant un mélange de soufre et de nitrate de potasse, composé de 72 parties de soufre, sur 7 de nitrate. On met le feu au mélange, et on bouche le ballon avec du bois étoupé.

On peut encore obtenir une combustion rapide de soufre, en mettant cette substance allumée dans du gaz oxigène : elle brûle avec une rapidité extrême.

Dans l'un et l'autre cas, il faut avoir soin de mettre un peu d'eau au fond du ballon, afin d'absorber l'acide qui se forme.

C'est de l'acide sulfurique, il se forme aussi de l'acide sulfureux.

On voit donc que, suivant la manière dont on s'y prend pour faire brûler le soufre, il absorbe des quantités diverses d'oxigène, et il devient plus ou moins acide.

Soufre et azote, nulle action.

Gaz hidrogène sulfuré. — Manière de préparer ce gaz.

On peut se le procurer par différens moyens que nous connoîtrons à mesure que nous emploîrons les corps dont on peut l'extraire. Le seul que je puisse indiquer ici, est de faire passer du gaz hidrogène à travers du soufre en fusion; on peut encore, au moment où le gaz hidrogène se dégage, jeter du soufre sublimé, on obtiendra sous la cloche du gaz hidrogène sulfuré.

Le premier procédé consiste à mettre dans un canon de fusil, ou de porcelaine, du soufre en poudre; on fait passer ce canon à travers un fourneau; on ajuste à l'extrémité inférieure un tube recourbé, qui va plonger sous une cloche dans l'appareil au mercure. On adapte ensuite à l'extrémité supérieure l'appareil, pour obtenir du gaz hidrogène pur. On fait ensuite fondre le soufre à une douce chaleur; lorsqu'il est fondu, on fait passer à travers, le gaz hidrogène, et l'on obtient, sous la cloche, du gaz hidrogène sulfuré. *Voyez aussi* l'article sulfures, et sulfure de fer.

Caractères.

Fluide élastique, très-léger, se volatilisant très-promptement dans l'atmosphère, plus lourd que le gaz hidrogène pur.

Ce gaz tue très promptement les animaux : il a une odeur fétide; il acquiert un méphitisme terrible.

Il verdit le sirop violat, éteint la bougie; mêlé avec l'air atmosphérique, ou avec le gaz oxigène, il s'allume

et détonne par l'étincelle électrique; il brûle avec un flamme bleue-rougeâtre, et dépose du soufre.

L'air atmosphérique détruit le gaz hidrogène sulfuré ce qu'on aperçoit en le tenant en contact sous une cloche L'oxigène a donc plus d'affinité avec l'hidrogène que l soufre n'en a avec lui : l'oxigène et l'hidrogène se com binent et forment de l'eau, il est à remarquer que cett expérience ne pourroit se faire à une haute température parce que le soufre brûleroit, et qu'une basse températur est insuffisante pour le faire brûler; ce soufre alors se dé pose sur les corps environnans. Voilà d'où vient le soufr que l'on voit déposé aux environs des sources minérales et pourquoi le gaz qui se dégage de ces sources noirci l'argent.

L'acide nitreux et l'acide sulfureux le décomposent.

Il est absorbé par l'eau. L'hidrogène sulfuré dissou dans l'eau, rougit la teinture de tournesol, le papier qu en est teint, et la teinture de rave : il se combine avec le alcalis, la barite, la chaux et la magnésie; il forme ave ces substances des combinaisons qui, mêlées avec des dis solutions métalliques, changent de bases : il décompos le savon, et remplace l'huile auprès des alcalis; il pré cipite, en grande partie, le soufre des dissolutions de sulfures de potasse ou de chaux, et il tend à former ave le reste une combinaison triple. *Voyez hidrosulfures.*

Il précipite les dissolutions métalliques.

Soufre et carbone, nulle action : cependant le citoye *Fourcroy* pense que c'est un composé carbo-sulfuré, qu fait la base du pyrophore.

Combinaison

Combinaisons du phosphore avec le soufre.

On met dans un matras une partie de phosphore, avec le 8e. de son poids de soufre, et 32 parties d'eau distillée: à une douce chaleur, le phosphore se liquéfie, et il dissout le soufre. La nouvelle combinaison prend une couleur jaune, et elle reste fluide sous l'eau jusqu'au vingtième degré au-dessus de zéro du thermomètre de *Réaumur :* elle se fige ensuite.

Une partie de phosphore, avec moitié de son poids de soufre, donnent un produit qui reste fluide sous l'eau, à la température de huit degrés au-dessus de zéro.

Une partie de phosphore, et deux parties de soufre, se combinent très-bien à l'aide d'une douce chaleur, et toujours sous l'eau; cette combinaison est encore fluide à dix degrés au-dessus de zéro; mais il s'y fait une cristallisation, de manière qu'une portion paroît fluide, et l'autre concrète.

Pour combiner le soufre dans quelques proportions que ce soit avec le phosphore, il faut, suivant le citoyen *Roard*, lorsque le phosphore est fondu avec très-peu d'eau, ajouter le soufre, et l'écraser doucement avec un pilon, alors la combinaison est totale.

Une partie de phosphore peut encore s'unir à trois de soufre.

On met, dans un matras, une partie de phosphore avec de l'eau distillée; on chauffe le matras jusqu'à ce que le phosphore soit fondu; alors, on y ajoute le soufre, qu'il faut diviser en trois parties. Cette première partie est aussitôt dissoute par le phosphore; l'on voit aussi qu'il y a quelques bulles d'air, qui se dégagent dans le moment

de la combinaison : on ajoute ensuite la deuxième partie du soufre, puis la troisième, qui de même sont dissoutes, et le nouveau produit reste fluide sous l'eau, tant que celle-ci a trente degrés de chaleur; mais, à mesure que l'eau se refroidit, la combinaison devient concrète et friable.

La combustibilité du phosphore sulfuré est mise à profit dans la préparation de ces bougies enfermées dans des tubes de verre, qui, lorsqu'on les en tire, après avoir brisé les tubes, s'allument au moment où elles ont le contact de l'air. Elle a conduit également à fabriquer les briquets phosphoriques.

§. VI.

Des Métaux en général; des Corps brûlés en général, Oxides et Acides.

Les métaux ne sont qu'un genre particulier de corps combustibles. Nous en donnerons l'histoire particulière dans la section des substances métalliques.

Tous les métaux réfléchissent plus ou moins la lumière, et constituent des miroirs lorsqu'ils sont polis.

Le calorique les dilate, ils sont reconnus comme bons conducteurs de la chaleur.

Après avoir été fondus, ils cristallisent par refroidissement.

Plus ou moins chauffés, les métaux brûlent avec flamme et décrépitation dans le gaz oxigène.

Ils décomposent peu à peu l'air atmosphérique, et s'y oxident.

Les oxides métalliques ne sont que des combinaisons des métaux avec l'oxigène.

Quelques-uns même de ces oxides passent à l'état d'acide.

Tels sont :

L'arsenic, le tunstène, le molybdène et le chrôme.

Une dose d'oxigène fait perdre aux métaux de l'éclat métallique; une plus grande dose détruit entièrement cet éclat, et la proportion d'oxigène peut augmenter jusqu'au point de donner aux oxides l'aspect tout-à-fait terreux.

Les métaux n'ont pas la même attraction élective pour l'oxigène.

En examinant ici les métaux sous un point de vue général, nous les diviserons en deux classes.

Métaux acidifiables, métaux oxidables.

Les acides métalliques peuvent s'obtenir sous deux états, tels que :

Acide arsenieux, acide arsenique. On distingue aussi différens états d'oxidation des métaux, tels que :

Oxide gris de zinc ;

Oxide blanc de zinc.

Les métaux présentent aussi deux sortes de combustions :

Combustion lente ;

Combustion rapide.

Le zinc peut servir d'exemple.

On ne connoît point d'union entre l'azote, l'hidrogène et les métaux.

Certains faits prouvent que quelques métaux peuvent être dissous dans le gaz hidrogène ; *Fourcroy* nomme

ces combinaisons *hidrures métalliques*, ou *métaux hidrogénés*, suivant que l'hidrogène ou le métal y domine.

On connoît plusieurs métaux combinés avec l'oxide de carbone; ils portent alors le nom de *carbures métalliques*. On sait aussi que le carbone pur, ou *diamant*, s'unit au fer, et constitue l'*acier*.

L'action du gaz hidrogène carboné sur les métaux n'est pas encore connue.

Il n'en est pas de même du phosphore; les métaux en prennent une plus ou moins grande quantité; on les nomme alors métaux phosphorés, quand il y en a peu, et phosphures métalliques, quand ce composé contient plus de phosphore que de métaux.

Tous ces composés sont plus ou moins grenus, lamelleux, cassans, fusibles, inflammables, quelquefois même par le choc, fétides par le contact de l'eau et de l'air humide. Le phosphore y perd sa propriété lumineuse, et même une grande partie de sa combustibilité.

L'action du gaz hidrogène phosphoré sur les métaux n'a point encore été examinée.

Le soufre s'unit dans diverses proportions avec le plus grand nombre des métaux.

Ceux qui sont très-fusibles deviennent difficiles à fondre, et la combinaison hâte au contraire la fusibilité de ceux qui sont réfractaires; ils portent alors le nom de *sulfures métalliques*.

Le calorique en chasse ou une portion de soufre, ou la totalité.

Ils absorbent l'oxigène, et peuvent servir à l'eudiométrie.

Ils décomposent l'eau, et il s'en dégage du gaz hidrogène sulfuré, etc.

Les substances métalliques sont colorées par le plus léger contact du gaz hidrogène sulfuré; l'oxigène de l'air s'unit à l'hidrogène, et le métal au soufre. L'effet de ce gaz est encore plus marqué sur le plus grand nombre des oxides métalliques; quand ils l'absorbent tout entier, ils forment des oxides hidrosulfurés : ceux qui n'ont pas cette propriété le décomposent et se décomposent en même temps, plus ou moins complètement. Alors, tout, ou partie seulement de leur oxigène, se porte sur l'hidrogène, avec lequel il forme de l'eau, tandis que le métal, désoxidé ou moins oxidé qu'auparavant, s'unit au soufre et constitue un métal sulfuré.

Les autres propriétés seront décrites à l'article de chaque métal en particulier.

Des Oxides en général.

Un oxide est un corps qui n'a pas assez d'oxigène pour être acide.

On en distingue deux genres; oxides susceptibles de passer à l'état d'acide, et oxides non acidifiables.

On compte dans ce nombre plusieurs des corps combustibles non métalliques, et qui peuvent aussi passer à l'état d'acide; tels sont le phosphore, le soufre, l'azote et le carbone.

Parmi les oxides qui ne peuvent pas passer à l'état d'acide, on doit ranger l'oxide d'hidrogène, ou l'eau, et un grand nombre d'oxides métalliques.

Chaque oxide de la même substance varie par la quantité d'oxigène qu'il contient.

Les oxides peuvent encore être distingués les uns des autres par l'adhérence de leurs principes; il en est qu'on décompose ou qu'on désoxide très-facilement, tandis que d'autres retiennent avec assez de force l'oxigène qui leur est uni.

§. VII.

De l'Eau, ou de l'Oxide d'hidrogène.

L'eau est, en général, l'un des agens le plus universel de la nature : outre les besoins ordinaires de la vie pour lesquels on l'emploie habituellement, et que tout le monde connoît, elle concourt à la production et à l'entretien de tous les êtres. Privés de ce fluide, l'homme, les animaux, les végétaux, le globe terrestre lui-même, tout tendroit à une destruction prochaine et inévitable. L'eau donne à nos humeurs, et à celles de tous les animaux, la fluidité qui leur convient, et qui les rend propres à circuler dans les plus petits vaisseaux. Combinée avec les alimens, elle dissout les parties salines de ces alimens, et elle les rend propres à affecter, comme il convient, l'organe du goût; c'est le véhicule des sucs nourriciers qui font croître les végétaux; c'est elle qui donne à la terre la fertilité nécessaire à l'accroissement des semences, et à la production de toutes les substances végétales dont elle est couverte. Elle roule et elle entraîne avec elle, dans le sein de la terre, les parties des minéraux; elle les rapproche, et elle leur fournit ce qui est nécessaire à leur réunion : elle fournit aux arts une multitude prodigieuse d'avantages dont on verra les détails.

Cette substance se présente aux recherches des physiciens, sous trois états bien différens, solide, liquide et gazeuse.

De la Glace.

Si on expose de l'eau à un certain degré de froid, elle perd sa liquidité et se convertit en une masse plus ou moins solide, qu'on appelle *glace*. La glace est donc l'état naturel de l'eau, puisqu'elle y est dépourvue d'une portion de calorique.

L'eau commence à se geler par des filets de glace qui se font voir à sa superficie. Ces filets touchent, pour l'ordinaire, par un de leurs bouts, les parois du vase; ils sont presque tous différemment inclinés sur ces parois, et ils forment avec elles des angles plus ou moins ouverts, mais rarement des angles droits; il se joint ensuite de nouveaux filets à ces premiers, qui leur sont différemment inclinés, et ainsi de suite, jusqu'à ce qu'il en résulte un premier tissu de glace qui devient toujours plus épais, à proportion que le froid continue ou qu'il augmente.

Lorsque la congélation a été prompte, la glace est en masse compacte, opaque.

Quelquefois elle est transparente.

Lorsque la congélation a été lente, elle offre des aiguilles qui se joignent sous un angle de 60 ou 120 degrés quelquefois on obtient des prismes quadrangulaires, applatis, terminés par deux sommets dihèdres.

A proportion que l'eau approche de la congélation, il se fait dans son intérieur une espèce de bouillonnement à l'occasion des molécules d'air qui en sortent ou qui se détachent d'entre les interstices de l'eau. Cet air divisé se

rassemble sous la forme de bulles, plus ou moins grosses vers le centre et vers l'axe du vaisseau que vers les bords et vers la superficie de la glace; mais elles sont en plus grand nombre vers le fond et vers les parties inférieures, dont elles semblent quelquefois partir, et y tenir par une queue qui représente assez bien une larme, dont la tête est tournée vers l'axe.

Dans un vase profond et étroit, le milieu de la superficie de la glace est ordinairement plus élevé que les bords, parce que l'air qui l'amasse vers l'axe et vers le fond s'y trouve en si grande quantité, qu'il a la force, non seulement de remonter, mais encore de rompre souvent la première couche de glace qui s'étoit formée sur l'eau.

Tels sont les phénomènes qu'on remarque tranquillement lorsque la température de l'air n'est pas fortement altérée, mais si le froid augmente et qu'il survienne tout-à-coup, à peine a-t-on le temps de s'apercevoir de tous ces changemens : ils se succèdent rapidement les uns aux autres. Les bulles d'air sont disséminées dans toute la masse, et le vaisseau casse assez souvent par l'expansion de la glace. Sa force se déduit de la résistance qu'elle oppose à sa rupture.

On en trouve des exemples dans des bombes remplies d'eau, et qui crèvent dès que l'eau passe à l'état solide; on sait aussi que le seuil des portes se soulève, que les pierres se brisent, que les arbres se fendent, que les aqueducs se dégradent.

Dans quelqu'état qu'on considère l'eau, c'est toujours une forte puissance mécanique. Est-elle simplement liquide, elle humecte, elle pénètre, et elle gonfle avec

force les fibres desséchées des végétaux. C'est un moyen ingénieux dont on se sert pour détacher des masses énormes de pierres, telles que des meules de moulin; le carrier les scie tout autour, et lorsqu'il n'y a plus que le noyau à rompre pour détacher la meule de la carrière, il fait entrer, d'espace en espace dans le chemin que la scie s'est tracé, des coins de bois tendre et sec. Il arrose ensuite les coins; l'eau qui les pénètre écarte les fibres ligneuses, et l'expansion qu'elle leur procure suffit pour vaincre la force avec laquelle la meule tient à la carrière.

L'accès de l'air favorise la production de la glace.

Il y a production sensible de chaleur dans le moment que l'eau passe à l'état solide.

Une agitation légère du fluide facilite sa conversion en glace.

La glace s'évapore continuellement, et augmente de volume; quand la glace est formée avec de l'eau purgée d'air, sa masse n'est point interrompue par des bulles.

Sa solidité est telle qu'on peut la réduire en poudre.

Son élasticité est très-forte et beaucoup plus marquée que celle de l'eau fluide.

Elle a une saveur très-vive.

Elle a moins de pesanteur que l'eau fluide qu'elle surnage : comparée à celle de l'eau, elle est dans le rapport de 8 à 9. Ce phénomène paroît dépendre des grandes quantités d'air interposé.

Beaucoup de corps concrescibles par le froid, et fusibles par la chaleur, présentent le même phénomène; le beurre, les graisses, la cire.

Sa transparence est troublée par des bulles d'air.

L'expérience suivante en fournit la preuve.

On remplit un tube cylindrique d'eau chaude ; on y met qnelques morceaux de glace : à mesure que la glace fond, il se dégage des bulles qui viennent crever à la surface de l'eau.

On peut encore s'en convaincre, en examinant avec attention un morceau de glace, et en perçant, sous de l'eau fluide, les cavités que l'œil y aperçoit, on voit l'air sortir en bulles très-sensibles.

En passant de l'état solide à l'état liquide, elle produit du froid. *Voyez* les expériences de *Wilke.*

Cette production du froid par la fonte de la glace, est encore prouvée par l'usage où sont les limonadiers de fondre certains sels avec la glace, pour déterminer un froid sous *zero*.

A cet effet, on mêle quatre parties de glace avec une partie d'acide nitrique, on plonge un thermomètre dans le mélange, on le fait descendre de zero jusqu'à 22 au-dessous. *Voyez* aussi la leçon sur l'acide nitrique.

Avec le sel marin, ou muriate de soude, on a un effet à peu près semblable.

La grêle et la neige ne sont que des modifications de la glace ; on peut considérer la grêle comme produite par le dégagement subit du fluide électrique, qui concourt à rendre l'eau fluide.

De l'Eau à l'état liquide.

La liquidité est un état particulier des molécules des corps, dans lequel ils sont retenus par une compression exercée sur eux, qui les rapproche, les unit en leur lais-

sant la faculté de se mouvoir indépendamment les uns des autres.

La liquidité diffère de la solidité en ce que, dans ce dernier état, les molécules adhèrent avec force; et de la gazéité par l'union intime et l'élasticité du liquide : il paroît que la liquidité est la limite de la compression des gaz par une force extérieure.

Les propriétés des liquides sont : 1°. de se mettre en équilibre sous des pressions égales, et ils varient par des pressions inégales; 2°. d'exercer une pression dans tous les sens; 3°. par la propriété de s'élever au-dessus ou de s'abaisser au-dessous de leur niveau dans les tubes capillaires.

On entend par tubes capillaires, des tubes dont le diamètre est quelquefois si petit, qu'on peut à peine y introduire un cheveu.

Il n'est pas cependant nécessaire qu'ils soient aussi menus. Ils peuvent être faits de verre, de métal, etc.

Tous corps poreux et capables d'admettre des liqueurs dans leur intérieur, peuvent être considérés comme des assemblages de tuyaux capillaires.

Les principaux phénomènes des tubes capillaires, sont que l'eau et toute autre liqueur, à l'exception du mercure, s'élèvent constamment au-dessus du niveau dans tout espace capillaire quelconque.

L'eau a quelques propriétés générales.

Elle est diaphane : lorsqu'elle est pure on peut à travers distinguer les corps étrangers, placés à une assez grande distance. C'est ainsi qu'on voit le sable; c'est ainsi que les poissons distinguent, à une distance plus ou moins éloignée, la nourriture qui leur est propre, et qu'ils se

sauvent de la voracité de leurs ennemis. Mais malgré cette limpidité, cette transparence et la facilité avec laquelle elle livre passage aux rayons de lumière, elle leur fait souvent subir des mouvemens particuliers qui les déroutent et qui les détournent du chemin qu'ils tendoient à suivre, ce qui est très-bien expliqué par la réfraction.

Quelque diaphane qu'on la suppose, elle réfléchit, malgré cela, une partie des rayons incidens qui parviennent à sa surface.

Dans ces temps reculés, où les hommes profitoient de tous les secours qu'ils pouvoient attendre de la nature, la surface d'une eau tranquille fut le premier miroir qu'ils consultèrent (1).

La saveur de l'eau est beaucoup moins forte que celle de la glace, puisque plusieurs physiciens la regardent comme insipide.

Elle est élastique.

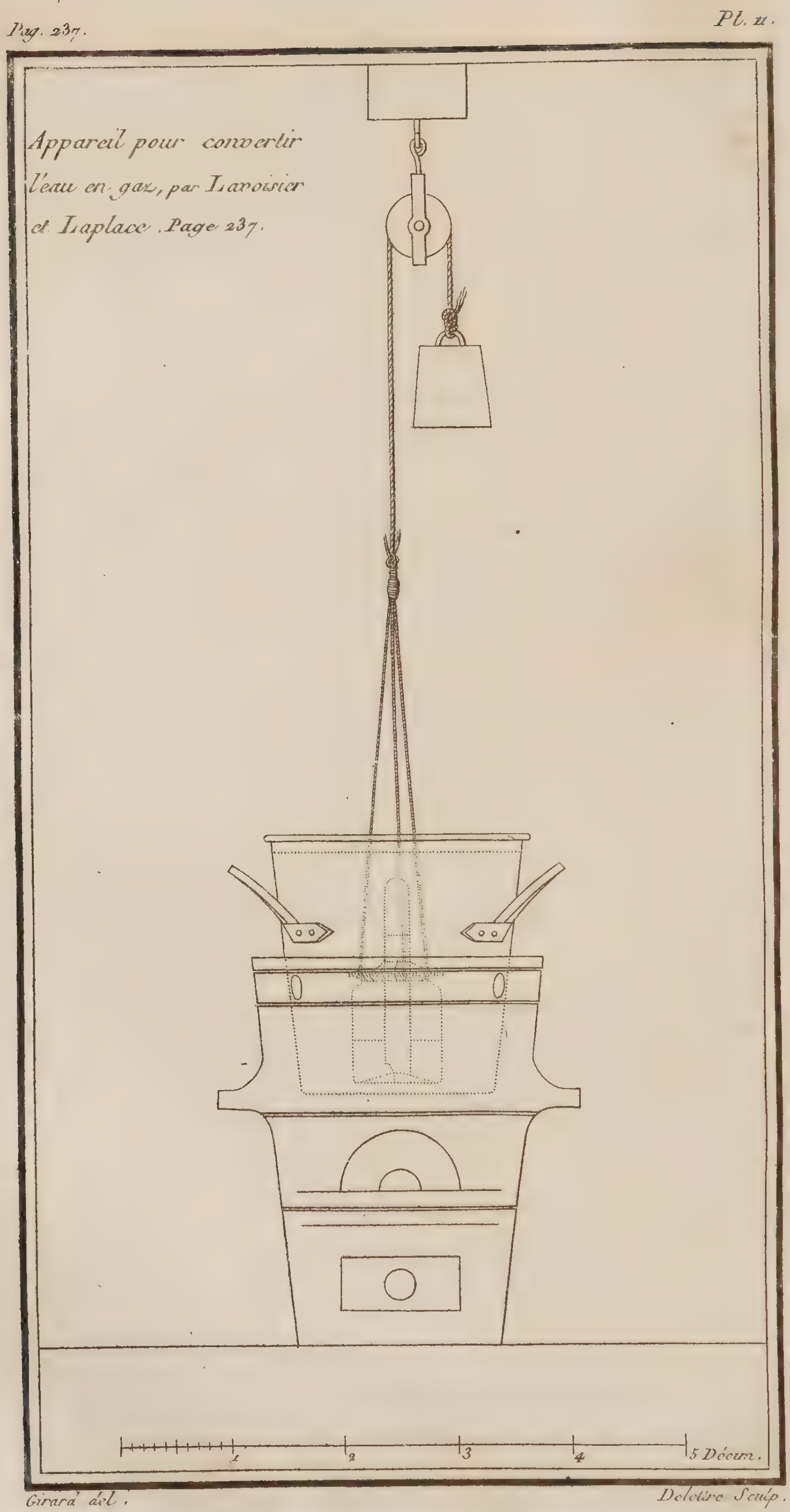
Son état d'aggrégation liquide rend sa force de combinaison plus énergique.

Elle s'unit à un grand nombre de corps, et elle favorise même singulièrement leur combinaison réciproque.

Elle ne s'unit point à la lumière qui ne fait que la traverser.

---

(1) Virgil: Eglog. 2. *Nuper me in littore vidi.*
Ovid : Métam. 3. *Dùmque bibit visâ correptus imagine formae.*
Phœd. 1. . . . . . *Cervus in liquore vidit effigiem suam.*
Idem. . . . . *Canis per flumen carnem dùm ferret natans.... vidit simulacrum suum.*


Appareil pour convertir l'eau en gaz, par Lavoisier et Laplace. Page 237.
1
2
3
4
5 Décim.
Girard del.
Delettre Sculp.

De l'Eau à l'état de gaz.

Pour convertir l'eau à l'état de gaz, *Lavoisier* et *Laplace* ont fait l'expérience suivante. *Voyez* la planche.

On remplit une cloche de mercure, et on la renverse sur une soucoupe remplie de ce métal; on fait passer un peu d'eau dans cette cloche, et on donne au mercure une chaleur de 95 à 100 degrés, en le plongeant dans une chaudière pleine d'eau-mère de nitre, ou de sel marin.

L'eau se raréfie et occupe toute la capacité de la cloche.

Dans cet état, l'eau acquiert des propriétés particulières.

Elle est parfaitement invisible.

Sa dilatation est considérable, puisqu'elle occupe 800 fois plus d'espace.

Elle jouit d'une élasticité et d'un ressort, tels qu'elle produit des explosions terribles lorsqu'elle est resserrée, et qu'on peut l'employer en mécanique pour faire mouvoir de grandes masses, comme on le voit dans les pompes à feu, la marmite à *Papin*.

L'eau ramollit les substances extractives muqueuses, corrode et brûle les métaux, dissout les sels, etc.

Eau et calorique; — résultats : { Eau bouillante,
— distillée,
— en vapeurs. }

Le calorique la dilate et la met dans l'état de gaz : c'est ce passage de l'état liquide à celui de fluide aériforme qui constitue son ébullition.

La pesanteur de l'air influe singulièrement sur l'ébullition de l'eau; elle oppose un obstacle à sa dilatation et à sa vaporisation.

Si on soustrait le poids de l'atmosphère, par le moyen

de la machine pneumatique, et que l'on y place de l'eau échauffée auparavant à 40 degrés, on la verra bouillir avec beaucoup de force et se réduire en vapeurs.

C'est pour cela que les liqueurs très-évaporables et très-volatiles, comme l'alcool, l'éther, le gaz ammoniaque, perdent la plus grande partie de leur force sur les hautes montagnes.

Si l'on chauffe de l'eau dans des vaisseaux fermés, et dans un appareil propre à en recueillir les vapeurs, ces dernières condensées par le froid, et rassemblées dans un récipient, forment l'*eau distillée.*

Comme il importe aux chimistes d'avoir à leur disposition de l'eau très-pure, il est nécessaire d'indiquer les moyens qu'on peut mettre en usage pour porter une eau quelconque à ce degré de pureté.

On purifie l'eau par la distillation.

Cette opération se fait dans des vaisseaux qu'on appelle alambics.

L'alambic est composé de trois pièces; une cucurbite, un bain-marie d'étain, et un couvercle appelé chapiteau; et suivant les substances que l'on distille, on ajoute au bec du chapiteau, un seau en cuivre, dans lequel serpente un tuyau d'étain, d'où lui est venu son nom *serpentin* : il sert à contenir de l'eau froide, afin d'entretenir à une basse température la liqueur qui distille.

Si l'on ne veut avoir que de l'eau distillée, on ne se sert que de la chaudière, ou cucurbite, et de son chapiteau.

A cet effet, on met de l'eau de rivière dans la cucurbite : il faut toujours avoir soin de prendre de l'eau très-pure; on l'élève en vapeurs par le moyen du feu, et on condense ces mêmes vapeurs, en rafraîchissant le cha-

piteau avec de l'eau froide : ces vapeurs condensées coulent dans un vase destiné à les recevoir; c'est ce qu'on appelle *eau distillée.*

L'eau distillée a une saveur fade; elle fait éprouver un sentiment de pesanteur à l'estomac.

Eau et gaz oxigène. L'oxigène n'a pas d'attraction bien sensible pour l'eau qui en est saturée : elle ne peut pas en prendre plus que les 0,85 qu'elle en contient. Le gaz oxigène est cependant susceptible de se fixer ou de s'absorber par l'eau; l'eau absorbe plus abondamment et plus facilement ce gaz que le gaz azote.

Eau et air atmosphérique.

L'eau se dissout parfaitement dans l'air, sa précipitation dans l'atmosphère, constitue la rosée.

Elle accélère la combustion de l'huile enflammée, comme on l'observe dans l'expérience de *Léolipile*, la lampe de l'émailleur, dans les foyers de charbon de terre, de charbon de bois humide, dans les graisses enflammées que l'eau ne peut éteindre, dans les grands incendies, etc.

Des Propriétés chimiques de l'eau.

On divise les eaux en six espèces.

Eau de *pluie*, ou de *neige*, ou de *grêle*, de *fontaine*, de *lacs*, de *rivières*, de *puits* et de *mer.*

On distingue encore les eaux par la manière dont elles agissent sur l'estomac, sur le savon, et par la cuisson des légumes, etc. en eaux crues, eaux dures. Telles sont les eaux qui contiennent des substances salines, de l'acide carbonique, de l'argile, du fer, des extraits de végétaux altérés par la putréfaction. Toutes ces eaux sont mauvaises à boire.

L'eau s'unit à l'air de deux manières ; elle absorbe ce fluide élastique, et s'en charge dans son état de liquidité ; il est même démontré que c'est à cette combinaison avec l'air qu'elle doit sa saveur vive et fraîche.

La dissolubilité de l'eau dans l'air, et sa précipitation sont démontrées par l'*hygromètre*.

Les *hygromètres* sont formés d'une substance qui a de l'affinité pour l'eau.

On mesure avec les hygromètres la quantité d'eau dissoute dans l'air, de trois manières :

Par l'augmentation du poids des substances hygrométriques ;

Par la rotation de quelques-uns ;

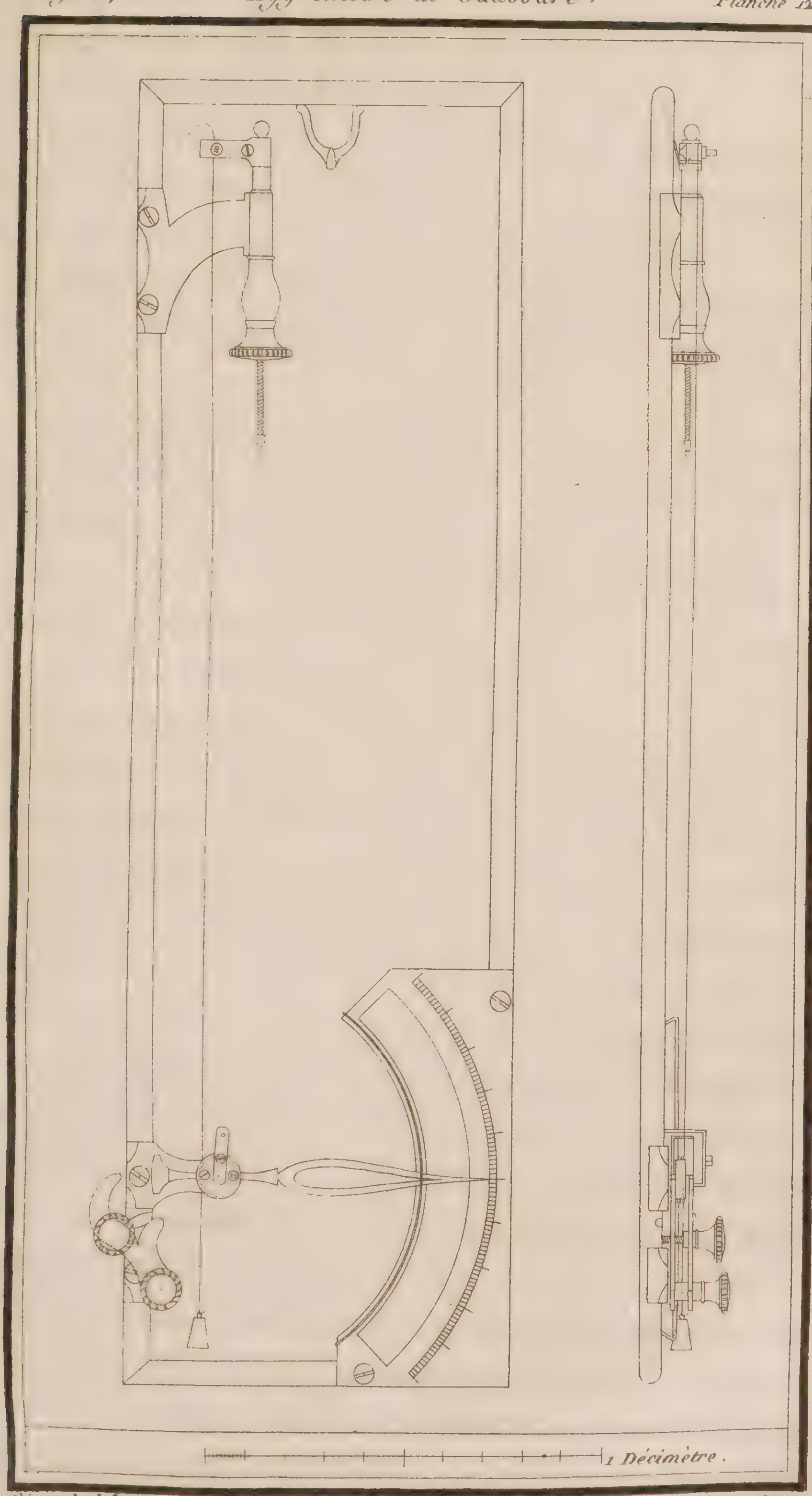
Par leur augmentation ou leur diminution de volume.

Les premiers hygromètres se font, en appliquant à l'extrémité d'un levier, des substances hygrométriques, telles que les éponges, le chanvre, la toile, l'acide sulfurique, la potasse, le nitrate de chaux, le sulfate de soude, etc., en observant les poids placés à l'autre extrémité, pour faire équilibre.

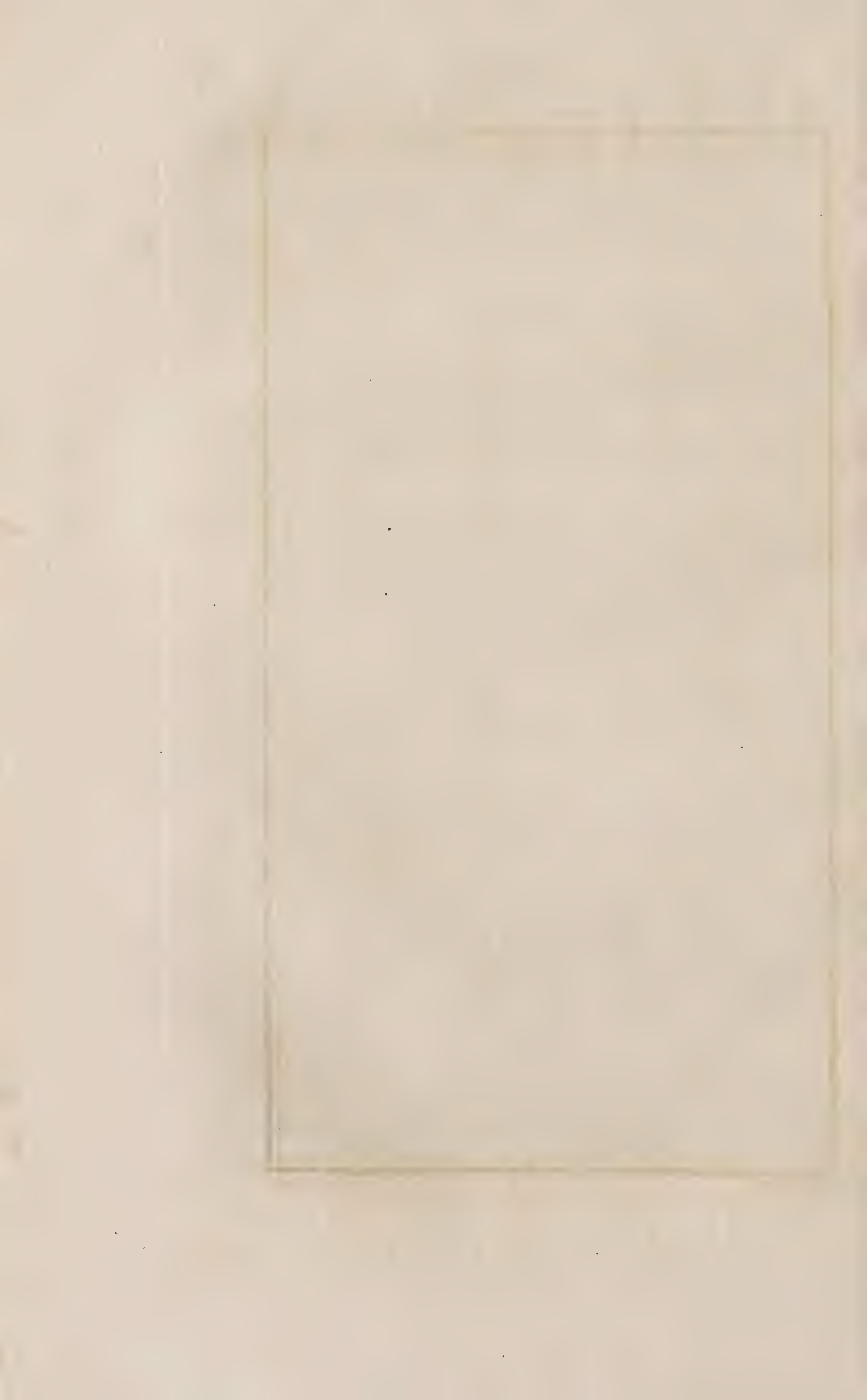
Les seconds hygromètres se font avec des substances torses, ou susceptibles de se tordre, telles que la corde, le fanon de baleine, etc.

Les troisièmes mesurent l'hygrométricité, par l'augmentation ou la diminution de volume des corps, tels sont les hygromètres à plumes, etc. ; ou par l'alongement seul des corps, tels que les hygromètres à papier, à parchemin, à bois, à cordes, à cheveu.

Entre tous ces hygromètres, celui que l'on préfère, par la facilité avec laquelle on peut en construire de comparables, c'est l'hygromètre à cheveu, imaginé par *Saussure* ;



Girard del. Sellier Sculp.



sure ; il a l'avantage de n'être affecté par aucune des vapeurs produites par l'alcool, l'éther, le camphre, l'huile de térébenthine, les huiles grasses.

Les cheveux coupés sur une tête saine et vivante, ont besoin, avant d'être employés, d'être tenus pendant une demi-heure, dans une dissolution d'eau bouillante, de 96 parties d'eau sur une de carbonate de soude, et lavés ensuite dans une eau pure, où on les fait bouillir de nouveau.

Saussure attache un des deux bouts du cheveu à un point fixe, et l'autre à la circonférence d'un petit cylindre mobile, qui porte à l'une de ses extrémités une aiguille légère. Le cheveu est bandé par un contrepoids de trois grains suspendus à une soie déliée, qui est roulée en sens contraire autour du même cylindre.

A mesure que le cheveu s'alonge ou se raccourcit, il fait tourner le cylindre dans un sens ou dans l'autre ; et par une suite nécessaire, la petite aiguille, dont les mouvemens se mesurent sur la circonférence d'un cercle gradué, autour duquel l'aiguille fait sa révolution, comme dans les cadrans ordinaires. De cette manière, une variation très-petite dans la longueur du cheveu, devient sensible, par le mouvement beaucoup plus considérable qu'elle occasionne dans l'extrémité de l'aiguille ; et l'on voit aisément qu'à des degrés égaux d'alongement ou de raccourcissement dans le cheveu, répondent des arcs égaux parcourus par l'aiguille.

Pour donner à l'échelle une base qui puisse mettre en rapports tous les hygromètres construits d'après les mêmes principes, *Saussure* prend des termes fixes, dont l'un est l'extrême de l'humidité, et l'autre celui de la sé-

cheresse : il détermine le premier, en plaçant l'hygromètre sous un récipient de verre, dont il a mouillé exactement, avec de l'eau, toute la surface intérieure. L'air, en se saturant de cette eau, agit par son humidité sur le cheveu, pour l'alonger. On humecte de nouveau l'intérieur du récipient, autant de fois qu'il est nécessaire, et l'on reconnoît que le terme de l'humidité extrême est arrivé, lorsque par un séjour plus long sous le récipient, le cheveu cesse de s'étendre.

Le moyen adopté par le même physicien, pour parvenir au terme de l'extrême sécheresse, consiste à renfermer l'hygromètre sous un récipient chaud et bien desséché, avec un morceau de tôle pareillement échauffé et couvert d'alcali fixe. Ce sel, en exerçant sa faculté absorbante sur ce qui reste d'humidité dans l'air environnant, détermine le cheveu à se raccourcir, jusqu'à ce qu'il ait atteint le dernier terme de sa contraction.

L'échelle de l'instrument est divisée en cent degrés. Le zéro indique le terme de l'extrême sécheresse, et le nombre cent, celui de l'humidité extrême. L'inventeur a senti les avantages de la division décimale, pour la facilité des calculs, et n'a pas balancé à l'adopter.

Les effets de l'humidité et de la sécheresse sur le cheveu, sont modifiés par ceux de la chaleur qui agit sur lui, tantôt dans le même sens, et tantôt en sens contraire; en sorte que, si l'on suppose, par exemple, que l'air s'échauffe autour de l'hygromètre d'une part, cet air, dont la faculté dissolvente à l'égard de l'eau sera augmentée, enlèvera au cheveu une portion de l'eau dont celui-ci étoit imbibé, ce qui tendra à raccourcir le cheveu, tandis que d'une autre part, la chaleur, en le pénétrant,

agira, quoique beaucoup plus foiblement, pour l'alonger, et ainsi l'effet total se trouvera compliqué de deux effets partiels et contraires, l'un hygrométrique et l'autre pyrométrique.

Dans les observations qui exigent une certaine précision, il est donc nécessaire de consulter le thermomètre en même temps que l'hygromètre; et en conséquence, l'inventeur a construit, d'après l'observation, une table de construction, qui mettra les physiciens à portée de démêler toujours l'effet principal, ou le degré de l'humidité de l'air, d'avec l'effet accessoire produit par la chaleur.

On peut priver l'eau de l'air qu'elle contient, soit par l'ébullition, soit par la distillation.

Quand on veut connoître qu'une eau est aérée, on y met un cristal de sulfate de fer très-pur.

Si l'eau n'est pas aérée, le cristal reste transparent, et le contraire arrive si l'eau est aérée, il se recouvre d'une poussière jaune. L'eau bouillante et l'eau distillée recueillies avec soin, donnent des exemples de l'eau non aérée.

On peut encore essayer ces eaux par les sulfures métalliques.

Le changement qui arrive, indique la présence de l'air.

On reconnoît encore la présence de l'air dans l'eau, par l'acide sulfurique concentré.

Quand on verse l'acide, il y a effervescence; les deux fluides se concentrent, se pénètrent, et l'effervescence n'est autre chose que l'air contenu dans l'eau qui se dégage; mais cet air est plus pur que l'air atmosphérique; ce qui annonce que l'eau, en dissolvant ainsi l'air, a plus de prise sur l'oxigène que sur l'azote.

Si l'on fait cette expérience dans un bocal, en le ren-

versant, on voit monter l'air, et on peut ensuite le peser et calculer la quantité d'air contenu dans l'eau; on voit même après cela, en remuant l'acide, des stries se former; ce qui annonce le mélange des deux liquides.

Le gaz azote n'a point d'action sensible sur l'eau, ainsi que le gaz hidrogène, le diamant, l'oxide de carbone froid, le phosphore, le soufre.

Quant aux métaux, les uns n'y éprouvent aucune altération, surtout lorsque l'eau est bien privée d'air; les autres la décomposent, s'y oxident, et laissent dégager l'hidrogène.

Eau et gaz hidrogène — nulle action.

Tous ces détails sur les propriétés chimiques de l'eau, ne l'ont encore présentée que comme un agent très-puissant dans les combinaisons, et susceptible de s'unir à un grand nombre de corps; mais elle éprouve, dans plusieurs de ces combinaisons, une altération singulière, qui n'a été découverte que depuis 1784.

On savoit depuis longtemps que l'eau favorisoit la combustion; mais on étoit loin de penser que la plupart de ces phénomènes fussent produits par la décomposition de ce fluide, et il a fallu le génie de *Lavoisier*, pour porter ce point de doctrine au degré de certitude et de précision où il est parvenu.

Depuis les expériences de *Lavoisier*, *Laplace*, *Monge* et *Meunier*, on en a imaginé de très-simples, et que l'on peut faire dans les cours; quoiqu'elles ne donnent pas cette précision que l'on desire dans des expériences exactes, ou de recherches, elles n'en sont pas moins concluantes. En outre, leur simplicité fait qu'on peut en présenter la série dans l'espace de temps qu'exige une leçon.

Décomposition de l'eau.

1°. Par le charbon.

Il résulte du gaz hidrogène carboné, et du gaz acide carbonique.

On prend un tube de verre ou de porcelaine, que l'on fait passer à travers un fourneau, en lui donnant une légère inclinaison. On introduit dans ce tube du charbon que l'on fait chauffer auparavant dans des vaisseaux fermés. On adapte ensuite à l'extrémité de ce tube, une cornue de verre qui contient une quantité bien connue d'eau distillée, et à son extrémité inférieure un tube courbé, qui va plonger dans un flacon à deux tubulures; enfin à l'une des deux tubulures du flacon on adapte un autre tube destiné à conduire les fluides aériformes sous une cloche.

Tout étant ainsi disposé, on allume assez de feu dans le fourneau, pour entretenir toujours bouillante l'eau de la cornue; on allume en même temps du feu dans le fourneau du tube, et on l'alimente de manière à le faire rougir.

L'opération finie, on ne retrouve plus dans le tube que quelques atômes de cendre, et l'on obtient sous la cloche du gaz acide carbonique, et du gaz hidrogène carboné.

2°. On peut encore opérer cette décomposition d'une manière plus prompte, mais moins exacte; c'est de plonger sous des cloches pleines d'eau un charbon rouge, le même effet a lieu; mais l'opération est fort longue.

3°. On met au-dessus du mercure, dans une petite cloche de verre, une quantité connue d'eau distillée bien

pure et de limaille de fer : peu à peu cette dernière est rouillée, et il se dégage du gaz hidrogène.

Le fer est aussi brûlé par l'eau; ce qui constitue un oxide noir.

A chaud, on l'obtient cristallisé.

4°. En faisant passer un fer rouge, même des briques sous des cloches pleines d'eau, on opère la décomposition de l'eau.

5°. Voici encore un procédé que l'on peut suivre et qui est très-simple.

On prend un canon de fusil, on le place dans un fourneau; on ajoute à son extrémité la plus élevée, un entonnoir destiné à contenir l'eau, et à ne la lâcher que goutte à goutte par le moyen d'un robinet; en place d'entonnoir, on peut se servir d'un tube courbé en siphon, et terminé par un petit entonnoir. A l'autre extrémité du canon, on place un récipient tubulé, ou même un flacon à deux tubulures, destiné à recevoir l'eau qui passe sans se décomposer; à la deuxième tubulure, on adapte l'appareil pneumato-chimique.

On fait ensuite rougir le canon, et on y introduit l'eau goutte à goutte; on obtient du gaz hidrogène.

Cent parties d'eau donnent,

Gaz oxigène	—	85.
Gaz hidrogène	—	15.
		100.

Recomposition de l'eau.

Il ne suffit pas d'avoir décomposé l'eau en ses principes constituans, l'oxigène et l'hidrogène; il faut, pour une pleine conviction, reformer de l'eau avec les élémens

qui ont résulté de sa décomposition : la chimie moderne nous met à même de remplir ces conditions.

Ceux qui auroient les machines qu'exige cette expérience, peuvent consulter, pour les détails, l'ouvrage même de *Lavoisier*.

Dans nos laboratoires, nous n'avons point ces sortes d'appareils; en outre, le court espace d'une leçon ne comporte pas de telles expériences : cependant, on peut présenter aux élèves un simulacre d'expérience.

On met dans un flacon, ou goulot à deux tubulures, de la limaille de fer. On adapte à l'une des deux tubulures un tube de six millimètres de diamètre, terminé par un tuyau capillaire; on ajuste sur ce flacon une cloche bien sèche.

Quand l'appareil est monté, on verse par l'autre tubulure de l'acide sulfurique étendu d'eau; aussitôt il se dégage du gaz hidrogène par le tube, on l'enflamme avec une bougie allumée, et on le laisse brûler sous la cloche.

Des vapeurs remplissent la cloche; un instant après, on voit des gouttelètes d'eau en tapisser les parois.

Le gaz hidrogène a donc décomposé l'air atmosphérique renfermé sous la cloche.

Une autre expérience de *Lavoisier* vient encore à l'appui de cette vérité.

Sous une très-grande cloche de verre, pleine d'air atmosphérique, et renversée sur le mercure, on introduit une lampe contenant de l'alcool; on attache à la mèche un atôme de phosphore, et on allume avec un fer recourbé, rougi au feu, qu'on passe par dessous la cloche.

Le mercure s'élève bientôt dans la cloche, et annonce par son élévation, malgré la chaleur, une diminution

rapide et considérable de l'air ; après la combustion, il se dépose sur les parois, et à la surface du mercure une grande quantité de gouttes d'eau. Cette eau recueillie avec soin, surpasse toujours de près d'un huitième, la quantité d'alcool consumé pendant l'opération : d'où il résulte que l'alcool renferme un des principes de l'eau, l'hidrogène ; et c'est l'air de l'atmosphère qui fournit l'autre, l'oxigène, comme dans l'expérience précédente.

C'est par une semblable expérience, que *Lavoisier* a prouvé que seize parties d'alcool, donnoient par la combustion dix-huit parties d'eau.

CHAPITRE V.

Propriétés chimiques observées dans les corps brûlés.

PARAGRAPHE PREMIER.

Des Acides en général.

La formation des acides s'opère par l'oxigénation d'une substance quelconque. En général, l'oxigène est un principe commun à tous, et qui constitue leur acidité. On les différencie les uns des autres par la nature de la substance acidifiée, ce qui fait que l'on doit distinguer dans tout acide, la base acidifiable à laquelle le cit. *Guyton* a donné le nom de *radical*, et le principe acidifiant, l'oxigène.

Les corps combustibles qui se transforment en acides, sont susceptibles de différens degrés de saturation ; et les acides qui en résultent, quoique formés de la combinaison des deux mêmes substances, ont des propriétés fort différentes, qui dépendent de la différence de proportion,

Cette différence de proportion a fait donner aux acides une terminaison différente, qui désigne leur état particulier. Ceux qui se terminent en *eux*, sont moins chargés d'oxigène; ceux qui se terminent en *ique*, en contiennent davantage.

Caractères génériques des acides.

Les acides sont des corps solides, liquides, ou fluides élastiques, qui ont une saveur aigre, astringente, qui rougissent les couleurs bleues végétales, qui sont plus ou moins dissolubles dans l'eau, avec dégagement de calorique, plus ou moins volatils (il en est cependant qui sont assez fixes), incombustibles, qui se combinent avec les terres, les alcalis et avec la plupart des oxides métalliques.

§. II.

De l'Acide carbonique.

Cet acide a été découvert par *Black*, et il n'a été bien connu que par les derniers travaux de *Lavoisier* et de *Péarson*.

Nous avons vu que le carbone a la propriété de décomposer le gaz oxigène, et d'enlever la base au calorique; mais l'acide qui résulte de cette combustion, ne se condense pas au degré de pression et de température dans lequel nous vivons. Il demeure dans l'état de gaz, et il faut une grande quantité d'eau pour l'absorber.

Le carbone uni à l'oxigène, forme donc l'acide carbonique.

De tous les acides, l'acide carbonique est peut-être celui qui est le plus abondamment répandu dans la nature,

on peut même le trouver sous quatre états ; pur dans des cavités souterraines, mêlé à l'air, dissous dans les eaux acidules, solide dans les pierres calcaires.

On emploie divers procédés pour le recueillir.

1°. Gaz oxigène et charbon.

On peut opérer la combustion du charbon comme celle du phosphore, sous une cloche de verre remplie de gaz oxigène, et renversée dans du mercure ; mais comme la chaleur d'un fer chaud, et même rouge, ne suffiroit pas pour l'allumer, on ajoute par dessus le charbon, un petit fragment d'amadoue et un petit atôme de phosphore. On allume facilement le phosphore avec un fer rouge ; l'inflammation se communique ensuite à l'amadoue, puis au charbon. *Voyez* phosphore, page 209.

Il faut, d'après *Lavoisier*, 72 parties d'oxigène en poids, pour en saturer 28 de charbon.

2°. Extrait du marbre, ou carbonate calcaire par le feu.

On réduit du marbre en poudre; on l'introduit dans un canon de fusil, et on le fait traverser un fourneau ; on adapte un tube recourbé à l'extrémité inférieure, et on le fait plonger sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique ; on donne un fort coup de feu, jusqu'à faire rougir le canon de fusil, et le gaz acide carbonique se dégage à cette température.

3°. Extrait du carbonate de chaux, ou craie, par un acide.

Lorsque le gaz acide carbonique est dans un état de combinaison, comme dans la craie, etc. on l'obtient aisément par la réaction des autres acides. On peut employer indifféremment les acides sulfurique, nitrique et

Pag. 251. Pl. 13.

Appareils pour obtenir le gaz acide Carbonique.

Pag. 251.

Page 254 et 542.

A B C D E F G I

1 Mètre

Girard del. Delettre Sculp.

muriatique; mais il faut qu'ils soient étendus d'eau. On met jusqu'à six fois son volume d'eau dans de l'acide sulfurique.

On peut varier à l'infini les appareils : voici le plus simple, quand on veut l'obtenir sans appareil pneumato-chimique.

On prend un grand matras à long col; on le perce à son extrémité inférieure, afin d'y pouvoir ajuster un tube, faisant l'office de robinet.

D'une autre part, on prend un flacon de *Woulf*, à deux tubulures, dans lequel on met un acide affoibli; on ajuste à l'une des tubulures un bouchon de liége, percé d'un trou, pour y introduire un tube de verre, dont le diamètre soit environ de neuf millimètres terminés par un entonnoir. On se sert avec avantage d'un petit matras, dont on sépare une demi-sphère; on tire à lampe l'autre extrémité du tube, afin d'avoir la facilité de le faire entrer dans le bouchon; on introduit dans ce tube un autre plus petit, garni par le bout d'un peu de filasse ou de coton, afin de lui faire faire l'office de piston. On fait partir de la seconde tubulure un autre tube que l'on adapte au grand matras.

L'appareil disposé, on délaye de la craie dans de l'eau; on verse cette craie délayée dans le tube, et on fait agir le piston. Sitôt que la craie se trouve en contact avec l'acide, il se fait une vive effervescence, et le gaz acide carbonique se dégage. On le recueille dans des cloches que l'on place sous le tube faisant office de robinet.

Comme ce gaz acide peut être transvasé, on peut facilement le recevoir ainsi dans des cloches : cela vient de sa différence de densité avec l'air atmosphérique. On peut

aussi faire couler ce gaz acide par le robinet d'une lampe à gaz inflammable.

Quand on veut le recueillir sous des cloches à l'appareil pneumato-chimique, on ne se sert que d'un petit matras, ou d'un flacon à deux tubulures, auquel on adapte deux tubes; l'un, pour recevoir la craie délayée, l'autre, pour porter le gaz sous les cloches.

4°. Par la fermentation. *Voyez* cet article.

5°. Par les oxides métalliques.

On prend ordinairement une partie d'oxide rouge de plomb, sur trois de flux noir.

On se sert, à cet effet, d'une cornue de grès, à laquelle on ajuste un tube recourbé, qui va plonger dans un flacon de *Woulf*; il part de la seconde tubulure un autre tube, qui va se rendre sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique.

Le plomb est réduit à l'état métallique, et on en obtient du gaz acide carbonique.

On peut encore obtenir ce gaz, en décomposant du nitrate de potasse par du charbon bien sec; mais l'expérience est dangereuse.

L'acide carbonique, fait de quelle manière que ce puisse être, a des propriétés constantes.

Il est invisible, élastique, inodore, plus pesant que l'air atmosphérique. La force de cet acide est en général peu énergique : c'est le plus foible de tous.

Il n'est point altéré par la lumière.

Le calorique le dilate sans lui causer aucun changement, en vain on en feroit passer dans des tubes de porcelaine rougis.

Ce fluide aériforme est véritablement un acide de son genre.

Les preuves sont :

1°. D'être toujours le même, soit qu'on le dégage par les acides, soit par tout autre moyen.

2°. De rougir la teinture de tournesol, mais d'une couleur purpurine rougeâtre, et non rouge comme les autres acides ; et ce qu'il a de très-remarquable, c'est que le rouge, produit par cet acide, repasse de lui-même au bleu, ou violet, ce qui donne un vrai caractère pour reconnoître cet acide d'avec un autre qui seroit dans des eaux.

3°. Il se dissout dans l'air dont il fait une petite partie.

On peut aussi le mêler avec le gaz oxigène.

Ce gaz n'est pas propre à alimenter la combustion.

Pour le démontrer, on prend trois tubes de verre d'une certaine hauteur; on remplit le premier d'air atmosphérique, le second de gaz acide carbonique, le troisième de gaz oxigène. On plonge successivement, et avec promptitude, une bougie allumée dans ces trois tubes, en commençant par celui qui est rempli d'air commun, ensuite par le tube rempli de gaz acide carbonique; enfin, par celui qui contient le gaz oxigène.

Dans le tube rempli d'air atmosphérique, la bougie brûle avec son éclat ordinaire; elle s'éteint subitement dans le tube rempli de gaz acide carbonique, et se rallume ensuite dans le tube qui contient le gaz oxigène, en répandant une clarté éblouissante.

Cette expérience offre la confirmation d'une vérité déjà établie, savoir : que le gaz oxigène est beaucoup plus propre à la combustion que l'air atmosphérique, et enfin, la preuve la plus complète que les corps enflammés ne sauroient brûler dans le gaz acide carbonique.

Ce gaz est nuisible à la respiration.

L'épiglotte, la trachée-artère des animaux se ferme fortement, et la respiration est arrêtée; l'animal meurt.

La grotte du chien à Naples est remplie de ce fluide aériforme.

Ce gaz est impropre à la végétation.

Des racines tenues dans l'eau, imprégnées d'acide carbonique, y périssent.

Sennebier a même observé que des plantes qu'on fait croître dans l'eau, légèrement acidulée par ce gaz, transpirent beaucoup plus de gaz oxigène, parce que, dans ce gaz, cet acide se décompose; et le principe charbonneux se combine et se fixe dans le végétal, tandis que l'oxigène est poussé au dehors.

Il se dissout dans l'eau, mais avec lenteur; plus l'eau est froide, plus elle en dissout.

Bergman a appelé cette eau, *eau aérée.*

Le docteur *Nooth* a inventé une machine perfectionnée par *Parker* et *Magellan.*

Le prix de l'appareil, sa fragilité, en ont presque fait abandonner l'usage.

On se sert communément de plusieurs appareils beaucoup plus simples.

On peut se servir d'un petit tonneau avec moitié de gaz acide carbonique, et moitié d'eau, agité par la suspension dans l'air.

Appareil pour faciliter la dissolution du gaz acide dans l'eau.

Cet appareil peut servir à faire des carbonates de soude et de potasse, et en général, à mêler tous les gaz qui se

refusent à s'unir à des liquides, parce qu'on renouvelle les surfaces.

A B, flacons destinés à agir alternativement; on y met de la craie, et on verse de l'acide sulfurique, étendu d'eau par un tube à colonne de fluide élevé, qui puisse contre-balançer l'expansion du gaz, et forcer ainsi l'acide de se combiner avec l'eau; le tube venant de G à la cloche I, est pour saturer de l'acide en gaz, quand on veut : E et F, flacons qui doivent être égaux de capacité. On met l'eau qu'on veut aciduler en E : on pourroit à la rigueur la mettre en C; on peut cependant laisser le premier flacon pour recevoir l'acide impur qui passeroit; mais alors il ne faudroit pas que la branche qui vient du flacon F, y plongeât.

Quand la pression s'exerce en E, elle se communique en G et en F, et même en D par les siphons, ce qui promène successivement la liqueur; et quand tout ce fluide est arrivé, on fait agir l'acide sur la craie en B, qui presse à son tour, et renvoie de l'autre côté, et ainsi de suite alternativement.

On peut encore voir l'appareil du citoyen *Welter*, décrit *Annales de chimie*, tome 27.

Brugnatelli a aussi indiqué un appareil pour imprégner des liquides d'acide carbonique.

Cet appareil consiste en un tonneau de bois, cerclé de fer, de la capacité de quatre seaux, qu'on remplit aux environs de deux tiers, et qu'on fait communiquer avec un flacon de verre, contenant du marbre et de l'acide sulfurique. Dans le fond supérieur du tonneau, est pratiquée une ouverture qui reçoit un tube recourbé, destiné à éconduire le gaz surabondant.

L'eau saturée de gaz acide carbonique, ne diffère des eaux minérales naturelles, que par d'autres principes qu'elles tiennent en dissolution.

Elle est plus pesante que l'eau distillée; elle rougit les papiers bleus.

Si l'on en met sous le récipient de la machine pneumatique, et que l'on fasse le vide, elle bout beaucoup plus vîte que l'eau simple; et cependant le gaz, en se dégageant, enlève du calorique et occasionne un froid qui doit ralentir l'action du feu; aussi l'eau bout, et le thermomètre est loin de marquer 60 degrés.

L'eau, chargée d'acide carbonique, perd cet acide par sa seule exposition un peu prolongée à l'air.

Le calorique dégage rapidement cet acide, même avec une sorte d'effervescence. Les dernières portions tiennent très-fort à l'eau, et il faut même les faire bouillir long-temps pour les chasser; tant il est vrai que les dernières molécules d'un composé tiennent fortement!

Cet acide liquide précipite l'eau de chaux; quand la chaux est saturée de cet acide, le précipité est insoluble; mais si l'on ajoute encore de l'acide, le précipité disparoît. Il faut observer que ce n'est plus la chaux qui est dissoute mais bien le composé carbonate de chaux qui s'étoit formé; on le prouve en versant dessus de la potasse caustique: cette potasse ne s'empare que de l'excès d'acide, et le carbonate de chaux reparoît.

Avec l'air expiré des poumons, on a un effet semblable.

Lavoisier a prouvé que la respiration est une combinaison continuelle de l'air atmosphérique avec l'hidrogène et le carbone du sang. On voit cette eau en yapeurs, lors de

de la respiration à l'air froid; c'est ce qu'on appelle la transpiration pulmonaire : il se dégage aussi du gaz acide carbonique.

Il est incontestable que le gaz acide carbonique est composé de carbone et d'oxigène : l'expérience va nous démontrer la vérité de cette assertion.

On prend un tube de verre, fermé à un bout; on y introduit d'abord un peu de phosphore, et ensuite du carbonate de soude, desséché et réduit en poudre fine; on met ordinairement une partie de phosphore sur cinq de carbonate de soude : on ferme ensuite le tube à la lampe, en le finissant par un petit tube capillaire. On place ce tube au milieu d'un fourneau, de manière que l'extrémité du tube où se trouve le phosphore, n'éprouve pas le contact du calorique; on le fait passer par la grille du fourneau, on entoure ensuite le tube de charbon allumé, et on chauffe jusqu'à ce que le carbonate soit fondu : dans cet état, on lève le tube, et on échauffe le phosphore.

Le phosphore brûle, décompose le carbonate de soude; il se forme du phosphate de soude, et le carbone de l'acide carbonique reste à l'état d'oxide : il se dégage d'abord un peu de gaz hidrogène phosphoré.

On emploie donc ici deux affinités; 1.° l'affinité de l'oxigène pour le phosphore; 2.° l'affinité de l'acide phosphorique, qui s'est formé pour la soude.

Pour avoir l'oxide de carbone résultant de l'expérience, on prend la masse noire, et on la lave avec de l'eau distillée, on filtre. Le phosphate de soude reste en dissolution dans la liqueur, et l'oxide se dépose.

Nous devons encore au citoyen *Clouet* une expérience très-ingénieuse, et en même temps très-simple, qui

prouve la possibilité de décomposer l'acide carbonique, pour former de l'acier.

A la leçon *du fer*, on trouvera les détails de cette expérience.

§. III.

Acide phosphorique.

L'acide phosphorique existe combiné avec des terres et des oxides métalliques dans la nature.

On croyoit autrefois que cet acide existoit tout formé dans le phosphore; mais *Lavoisier* a démontré qu'il est une combinaison du phosphore avec l'oxigène.

On peut obtenir cet acide, 1°. par la combustion rapide du phosphore dans le gaz oxigène;

2°. En faisant passer un courant d'air vital à travers le phosphore fondu sous l'eau.

Ces expériences sont décrites à la leçon sur le phosphore;

3°. Par la décomposition des os;

4°. Par l'acide nitrique.

En traitant ces corps, nous décrirons leur action et la manière d'opérer. *Voyez* les leçons sur les os, et sur l'acide nitrique.

Propriétés de cet acide.

Obtenu sans addition d'eau, et dans l'air vital, il est sous la forme de flocons blancs, neigeux, légers, déliquescens, et d'une saveur acide très-forte.

Exposé à l'air, il en attire puissamment l'humidité.

Mis en contact avec l'eau, il s'y fond facilement, et

donne un fluide blanc, sans odeur, d'une consistance huileuse, très-pesant.

Si on l'expose à l'action du feu dans une cornue, on en retire un phlegme pur; l'acide se concentre, devient même plus pesant que l'acide sulfurique. Il prend peu à peu de la consistance, de l'opacité; et en le laissant épaissir davantage, il devient comme une gelée.

Poussé à feu violent, il se fond en un verre transparent, dur, très-électrique.

Si l'on expose à l'air cet acide phosphorique vitreux, il se ramollit, et finit par se liquéfier totalement.

Acide phosphorique et gaz hidrogène.

On prend de l'acide phosphorique vitreux, on le met dans un tube de porcelaine, on adapte à son extrémité supérieure, l'appareil pour obtenir le gaz hidrogène; l'autre extrémité est garnie d'un tube qui va plonger dans un flacon à deux tubulures, d'où part un second tube qui va plonger sous une cloche, à l'appareil pneumato-chimique. On fait rougir le tube pour fondre l'acide phosphorique, et l'on fait passer à travers, le gaz hidrogène.

L'hidrogène enlève l'oxigène à l'acide; il se forme de l'eau, et l'on retrouve, après l'opération, du phosphore dans le tube.

Acide phosphorique et Oxide de carbone.

On prend de l'acide phosphorique en consistance de gelée, on y ajoute de la poudre de charbon, et bien sec, environ le quart du poids du phosphore, ou jusqu'à ce

que la matière devienne friable. On fait dessécher le mélange dans une chaudière de fonte, jusqu'à ce que la plus grande partie de l'humidité soit dissipée. On introduit ensuite le mélange dans une cornue de terre lutée, et l'on se sert pour récipient d'une cornue renversée, dans laquelle on met de l'eau.

Au lieu d'une cornue, *Pelletier* se sert d'un récipient en cuivre, qui est fait d'après l'idée d'une cornue renversée. On met de l'eau dans ce récipient, de manière que le phosphore, à mesure qu'il passe, est arrêté, et n'a pas contact avec l'air. Par-là, il y a une grande quantité de phosphore qui échappe à la combustion, puisqu'il faut qu'il passe à travers une colonne d'eau d'environ un décimètre et demi, avant qu'il n'ait le contact de l'air.

L'appareil ainsi monté, on chauffe par degrés la cornue jusqu'à l'incandescence, dans un fourneau de réverbère.

Au commencement de l'opération, il se dégage du gaz hidrogène et de l'acide carbonique, provenant de la décomposition de l'eau par le charbon. Lorsque l'acide phosphorique commence à être décomposé, le gaz hidrogène dissout un peu de phosphore, qui lui donne la propriété de luire dans l'obscurité par le contact de l'air; enfin, dès que la chaleur est assez forte, le phosphore prend la forme d'une huile qui tombe dans l'eau du récipient où il se fige.

Cette expérience fait voir qu'à une haute température, le carbone a plus d'affinité avec l'oxigène que n'en a le phosphore; que celui-ci en a plus que l'hidrogène, puisque l'eau est décomposée avant l'acide phosphorique; enfin, que l'hidrogène peut dissoudre une certaine quantité de phosphore. Il paroît que l'eau du récipient retient

de l'hidrogène phosphoré; car, lorsqu'on l'expose à l'air dans l'obscurité, même après avoir été filtrée, elle répand des flammes phosphoriques, très-brillantes, surtout lorsqu'on renouvelle ses surfaces en l'agitant.

Si l'on fait chauffer de l'acide phosphorique sur de l'oxide de phosphore, l'oxide de phosphore change l'acide phosphorique en acide phosphoreux.

Le soufre ne décompose pas l'acide phosphorique.

L'acide phosphorique s'unit aux oxides métalliques, et forme des sels qui sont encore peu connus.

§. IV.

Acide phosphoreux.

Cet acide ne s'obtient que par la combustion lente; on l'abandonne à lui-même, en le laissant tomber en quelque façon en *deliquium*, à l'air, dans un entonnoir placé sur un flacon. *Voyez* le détail de l'expérience, leçon sur le phosphore, page 216.

A mesure que l'acide phosphoreux se forme, il s'empare d'une portion d'humidité de l'air, et coule dans le flacon.

On peut encore préparer cet acide, en décomposant l'acide phosphorique, et il s'en dégage toujours une ceraine quantité dans l'opération du phosphore.

On peut regarder l'acide phosphoreux comme de l'acide phosphorique, tenant un peu de phosphore en dissolution.

Cet acide prend une odeur fétide et désagréable lorsqu'on le frotte, et surtout lorsqu'on le chauffe; une partie se volatilise sous la forme d'une vapeur blanche, très-âcre et très-piquante : il est donc plus volatil que l'acide phosphorique.

Si l'on fait cette experience dans un tube soufflé en boulet ou dans une fiole à médecine, il s'élève du milieu des flammèches de phosphore qui s'enflamment à l'air, ce qui n'arrive pas à l'acide phosphorique, qui est saturé d'oxigène; mais il faut que l'acide soit concentré. En chauffant ainsi l'acide phosphoreux, il devient acide phosphorique; il paroît que les parties qui se volatilisent au feu sont les plus susceptibles de se dégager par le calorique, et sont les moins saturées d'oxigène, et que c'est lorsqu'elles se sont ainsi dégagées, que le reste est acide phosphorique, et même les bulles brûlées, se saturant d'oxigène, retombent en partie dans l'acide phosphoreux.

Cette propriété suffiroit seule pour distinguer cet acide de l'acide phosphorique.

L'acide phosphoreux absorbe difficilement l'oxigène de l'air; s'il est très-étendu d'eau, il passe plus facilement à l'état d'acide phosphorique.

Cet acide est décomposé par l'oxide de carbone rouge; il s'unit facilement à l'eau, et à la plupart des oxides métalliques.

§. V.

Acide sulfurique.

Le soufre, comme nous l'avons déjà vu, ne brûle qu'en raison du gaz oxigène qui se combine avec lui.

Les procédés qu'on peut mettre en usage, pour obtenir l'acide sulfurique, se réduisent à deux :

1°. A l'extraire des substances qui le contiennent;

2°. A le former de toute pièce.

Dans le premier cas, on distille les sulfates de fer, ou

vitriol de fer, de cuivre, de zinc, même ceux d'alumine et de chaux; d'où vient à cet acide, le nom de *vitriolique* qu'on lui avoit donné, et suivant ses divers degrés de concentration, *esprit de vitriol, huile de vitriol*, et *huile de vitriol glacial*; mais aujourd'hui on retire du soufre presque tout celui qui est employé dans les arts, par un procédé beaucoup moins dispendieux.

A cet effet, on construit une chambre garnie en plomb. Supposons ici que l'on veuille fabriquer par jour cent cinquante kilogrammes d'acide, une chambre de quatre-vingt-dix-sept décimètres de long sur autant de large, et sur soixante-cinq de hauteur, suffit pour obtenir cette quantité; et pour quarante-neuf kilogrammes d'acide, il ne faut que trente-cinq kilogrammes de soufre sur trois kilogrammes, quatre dixièmes de nitrate de potasse.

L'acide sulfurique est donc le résultat de la combustion du soufre, qui, en brûlant, se combine avec la base de l'air vital, ou oxigène, qui se trouve dans l'air atmosphérique, et dans le nitre ajouté au soufre; on enflamme le mélange, et l'on en reçoit les vapeurs dans la chambre, dont l'intérieur est revêtu de plomb, et dont le fond est couvert d'une couche d'eau; dans ce deuxième cas, c'est du soufre complètement brûlé; on forme donc cet acide de toute pièce.

Le nitre que l'on ajoute ne sert dans cette opération qu'à élever la température et à faciliter la décomposition de l'air; car il ne faut pas croire, comme plusieurs chimistes l'ont avancé, que l'oxigène de l'acide nitrique reste combiné au soufre, et que la potasse se trouve mêlée à une portion de soufre oxidé. Le soufre reprend une quantité à peu près égale d'oxigène, et passe à l'état

d'acide sulfurique qui, s'emparant de la potasse, forme un sulfate que l'on retrouve dans le résidu.

Sortant de la chambre, l'acide sulfurique est noir, impur, il n'est pas concentré, il est mêlé d'une certaine quantité d'eau surabondante, et retient l'odeur de l'acide sulfureux et un peu d'acide nitreux ; mais en le laissant quelque temps exposé à l'air, l'odeur de l'acide sulfureux se dissipe. Cependant, ce moyen ne suffit pas; alors on le fait évaporer dans des cornues ou dans des vases ouverts : par cette opération, on le prive en même temps de l'acide nitreux.

Si on veut l'avoir parfaitement pur, il faut, après avoir séparé la première portion, qui est foiblement acide, continuer la distillation jusqu'à ce qu'il ne reste plus de liqueur dans la cornue.

On trouve pour résidu un peu d'alcali qui provient du nitre, combiné avec de l'acide sulfurique en excès, c'est du sulfate acide de potasse ; souvent aussi on trouve un peu de sulfate de plomb.

Il faut, pour cette rectification, choisir une cornue qui ne soit pas élevée, et bien l'assujétir dans le fourneau, pour éviter que les mouvemens qu'occasionne l'ébullition de l'acide, ne la fassent pas casser.

Il ne faut qu'une très-petite quantité de substance végétale ou animale, pour donner à cet acide une couleur brune.

On peut encore convertir le soufre en acide sulfurique, par l'acide muriatique oxigéné. *Voyez* cet acide.

En distillant de l'acide nitrique sur du soufre, on peut encore obtenir de l'acide sulfurique. *Voyez* pour le détail de l'expérience, la leçon sur l'acide nitrique.

Caractères de cet acide.

100 parties de cet acide, supposé sec, contiennent 0,71 de soufre et 0,29 d'oxigène.

Il est épais, coule en stries comme de l'huile; il n'a pas d'odeur, il brûle, il carbonise, il détruit toutes les matières végétales et animales, il blesse profondément, il faut s'en servir avec précaution. Il pèse beaucoup plus que l'eau distillée, et rougit fortement les couleurs bleues végétales.

Exposé à l'air, l'acide sulfurique augmente de pesanteur absolue, parce qu'il absorbe très-promptement l'humidité de l'atmosphère; mais d'un autre côté, il s'affoiblit et perd de sa pesanteur spécifique.

L'acide sulfurique est décomposé à chaud par le gaz hidrogène.

Pour faire cette expérience, on adapte à un tube de porcelaine, qui traverse un fourneau, deux tubes de verre, l'un communique à un appareil pour obtenir le gaz hidrogène, l'autre à une cornue qui contient de l'acide sulfurique pur et concentré : l'extrémité inférieure est garnie d'un tube recourbé, qui va plonger sous une cloche à mercure, afin d'obtenir le gaz acide sulfureux. Souvent il y a formation d'eau et précipitation de soufre.

Lorsqu'on emploie le gaz hidrogène à la dose de plus de la moitié de l'acide sulfurique, non seulement il y a de l'eau formée, mais le gaz hidrogène excédant dissout du soufre et le dégage en gaz hidrogène sulfuré.

On fait ensuite chauffer le tube de porcelaine, et l'on y fait passer d'abord de l'acide sulfurique bouillant, ensuite le gaz hidrogène.

Cette expérience est dangereuse, souvent il y a de fortes détonnations.

A froid, l'acide sulfurique n'est point décomposé par l'oxide de carbone.

A chaud, on le change en acide sulfureux ; il suffit pour cela de mettre du charbon en poudre, et bien sec, dans une cornue : on verse dessus de l'acide sulfurique, et l'on chauffe. Si l'on a adapté un tube à la cornue ; on peut obtenir du gaz acide carbonique.

On peut aussi obtenir du soufre et de l'acide carbonique si on traite ces deux corps à une haute température, comme dans un tube de porcelaine.

D'après les expériences de *Pelletier*, l'acide sulfurique n'est point décomposé à froid par le phosphore.

A chaud, cette décomposition réussit mieux; on obtient beaucoup de gaz acide sulfureux qui entraîne avec lui du phosphore, dont il dépose la plus grande partie par le refroidissement; le phosphore reste au fond de l'appareil en acide phosphorique.

L'acide sulfurique n'est point décomposé par le soufre pur. Si l'on chauffe ces deux corps, le soufre se dissout en partie dans l'acide et le convertit en acide sulfureux.

Mais on obtient plus facilement cette décomposition en faisant bouillir de l'acide sulfurique sur du soufre en oxide rouge, l'acide sulfurique passe à l'état d'acide sulfureux.

Certains métaux décomposent l'acide sulfurique; on obtient alors du gaz sulfureux.

D'autres, au contraire, ont besoin d'être brûlés avant de se dissoudre dans l'acide sulfurique; dans ce cas, ils décomposent l'eau, mais, au lieu de gaz sulfureux, il

se dégage du gaz hidrogène : c'est ainsi que se comporte principalement la dissolution de zinc et de fer, par l'acide sulfurique aqueux.

Avec l'eau, l'acide sulfurique concentré, a une très-grande affinité, ainsi qu'avec le calorique. Quand l'acide se mèle à l'eau, la température s'élève, et le bruit excité dans son union, vient de l'air contenu dans l'eau. Le mélange s'échauffe jusqu'à 100 degrés, aussi peut-on y faire bouillir de l'eau.

Quatre parties d'acide sulfurique et une d'eau, donnent une très-forte chaleur.

A une basse température, quand l'acide est pur, il se congèle et se cristallise en prismes à six pans. Il faut le mettre congeler dans un mélange de sel et de glace et l'y remuer : c'est ce qu'on appeloit acide sulfurique glacial.

L'acide sulfurique est décomposé par tous les combustibles. Les pailles noircissent dans cet acide, parce que l'hidrogène, principe de la végétation, s'y combine avec l'oxigène, et met à nud le carbone du végétal ; telle est aussi la théorie de la carbonisation de tous les végétaux.

§. VI.

Acide sulfureux.

Le second degré d'acidification du soufre, donne cet acide.

On peut l'obtenir de deux manières:

1°. Combiner le soufre avec la quantité d'oxigène seulement, dont il a besoin pour devenir acide sulfureux;

2°. Séparer de l'acide sulfurique, la portion de ce principe excédant à la nature de l'acide sulfureux.

Pour préparer cet acide, on prend une partie de mercure et deux d'acide sulfurique : on met ces matières dans un matras à long col ou dans une cornue, auquel est adapté un tube recourbé, qui plonge au fond de l'eau contenue dans un flacon de *Woulf*; l'acide sulfurique qui se dégage en même temps que le gaz acide sulfureux, est arrêté et dissous dans l'eau de ce premier flacon : de celui-ci, part un second tube destiné à conduire le gaz acide sulfureux dans des cloches, placées sur le mercure, ou dans des bouteilles remplies d'eau, si on veut l'avoir liquide.

Le deuxième moyen est de brûler lentement du soufre.

On met, dans une petite capsule de terre, ou de porcelaine, du soufre sublimé : on fait légèrement chauffer la capsule, ainsi que le soufre, on y met le feu avec un charbon; et, quand il est bien enflammé, on recouvre le soufre d'une cloche pleine d'air : on la pose sur une assiette, on entoure l'appareil d'eau. Il s'élève une fumée blanche, qui se dissout dans l'eau; cette eau devient acide; c'est l'acide sulfureux.

Le gaz sulfureux n'est nuageux sous la cloche, que parce qu'il se combine avec l'eau que contenoit l'air de la cloche; car, dans un air bien sec, il reste fort transparent.

On appeloit autrefois cet acide, *esprit de soufre*.

Le gaz acide sulfureux est invisible et élastique; il a une odeur vive et pénétrante, ne peut servir ni à la combustion, ni à la respiration. Sa saveur est vive, chaude et piquante.

Ce gaz réfracte fortement la lumière sans s'altérer.

Ce gaz est acide; il rougit et décolore la plupart des couleurs bleues végétales, et détruit le plus grand nombre d'entr'elles. On l'emploie pour ôter les taches de fruits de

Appareil à faire du soufre avec de l'acide Sulfurique par l'Hidrogene.

A
B
C
D
E
F
G
G
H
II
I
K
N

1 Metre.

Girard del.

Delettre Sculp.

dessus le linge ; il a la propriété de blanchir la soie et de lui donner du lustre.

Sa pesanteur est plus que double de celle de l'air atmosphérique.

Il se dilate ou se raréfie par la chaleur. Les cit. *Monge* et *Clouet* ont prouvé qu'il étoit susceptible de se liquéfier à 28—o degrés de refroidissement.

Exposé à une haute température, *Priestley*, *Bergman* et *Berthollet*, disent qu'il dépose du soufre ; mais, *Fourcroy* et *Vauquelin*, d'après de nouvelles expériences, nient le fait.

Il se combine lentement avec l'oxigène ; mais, à la longue, on obtient de l'acide sulfurique.

Si on fait passer dans un tube de terre rouge du gaz acide sulfureux, et du gaz oxigène, on reforme de l'acide sulfurique.

Il n'y a point d'action à froid entre le gaz hidrogène et le gaz acide sulfureux ; mais si l'on fait passer dans un tube de porcelaine rouge, un mélange de trois parties en volume, de gaz hidrogène, et d'une partie de gaz acide sulfureux, celui-ci est décomposé : il se forme un peu de gaz hidrogène sulfuré, et il se dépose à l'extrémité du tube, opposée à celle par où on a fait passer les gaz, des cristaux de soufre très-abondans.

On peut présenter, dans le même appareil, deux résultats propres à démontrer la nature de l'acide sulfureux, l'un, avec le gaz oxigène, et l'autre, avec le gaz hidrogène.

Explication de l'appareil.

A, fourneau ; B, cornue dans laquelle on a mis une partie de mercure, et deux d'acide sulfurique : l'acide

sulfurique se décompose, et il se dégage du gaz acide sulfureux. Ce dernier passe par un tube recourbé C, et vient dans le réservoir commun G, où aboutit aussi un tube D, auquel on adapte une vessie F, monté d'un ajutage à robinet en cuivre E, sur le tube D, afin qu'en pressant la vessie, on puisse injecter à volonté, sur le gaz acide sulfureux, qui passe en G, soit de l'oxigène, soit de l'hidrogène, suivant que la vessie contient l'un ou l'autre de ces gaz. On doit mettre dans le réservoir G, un peu de mercure, qui, en s'oxidant, purifie d'autant le gaz acide sulfureux. G″, est un tube pour continuer la conduite; H, canon de verre luté, ou de porcelaine, susceptible de supporter une très-haute température, et qui traverse le fourneau H′; I, tube recourbé, adapté au tube de porcelaine, et qui vient aboutir dans un flacon à deux tubulures K, dans lequel on met un peu d'eau. De la deuxième tubulure, part un tube de sûreté recourbé, qui va plonger sous une cloche N, dans le mercure, ou dans la cuve à eau, pour recueillir le reste des gaz.

Si l'on presse la vessie, qui contient de l'hidrogène, sur le gaz acide sulfureux, et qu'on la fasse traverser ensemble le tube de porcelaine, chauffé au rouge; à cette température, l'hidrogène s'empare de l'oxigène, de l'acide sulfureux, et le soufre se précipite sur les tubes et sur les parois du flacon. L'hidrogène se combine avec l'oxigène, fait de l'eau, et l'excédant du gaz hidrogène non combiné devient libre, et va passer sous la cloche N.

Si l'on substitue à la vessie une autre remplie de gaz oxigène, ce gaz passe avec le gaz acide sulfureux, se combine avec le gaz acide, et lui rend l'oxigène qu'il avoit perdu, en oxidant le métal dans la cornue : il se fait

de l'acide sulfurique, qui se dissout dans l'eau du flacon G. Cette expérience, qui ne peut réussir qu'à une haute température, démontre qu'alors l'hidrogène a plus d'affinité avec l'oxigène qu'avec le soufre, ce qui n'a pas lieu à froid.

Ainsi, on change l'acide sulfureux en acide sulfurique avec l'oxigène, à une haute température, et on décompose par l'hidrogène, l'acide sulfureux; et, lui ôtant la portion d'oxigène qui le contenoit acide, le soufre reste à nud.

Le phosphore n'a aucune action sur l'acide sulfureux, mais le gaz hidrogène phosphoré, est décomposé par le gaz acide sulfureux; il se précipite tout à coup par le mélange de ces deux gaz, une fumée blanche, épaisse; il se dépose du soufre phosphoré solide, et il se forme de l'eau.

En chauffant de l'acide sulfureux avec de l'oxide de carbone porté au rouge, on obtient du soufre. A cet effet, on fait passer le gaz à travers un tube de terre contenant du charbon et rougi au feu, il se dépose du soufre, et il se forme du gaz acide carbonique.

Il n'y a point d'attraction entre le soufre et le gaz acide sulfureux; mais le gaz hidrogène sulfuré est décomposé par le gaz acide sulfureux. Le soufre se dépose; il se forme de l'eau et le calorique se dégage libre.

Dans l'eau refroidie par la glace, la combinaison se fait avec tant de rapidité, que pas une seule bulle ne parvient jusqu'à la surface de la liqueur; la glace du bain se fond très-promptement, ce qui indique un dégagement considérable de calorique; l'eau à cette température augmente de 0,15, de son poids, ou d'à peu près le 7e. La pesanteur spécifique de l'acide sulfureux liquide saturé, est à celle de l'eau distillée :: 1020 : 1000.

Exposé à la température de 15 + 0, cette eau saturée se remplit d'une infinité de petites bulles; c'est du gaz acide sulfureux, qui ne peut plus à ce degré rester combiné à l'eau.

Si l'on plonge un vase plein d'acide sulfureux liquide dans l'eau, il bout avec une rapidité étonnante, et la liqueur perd une grande partie de son odeur et de son acidité. L'eau saturée d'acide sulfureux, se gèle à quelques degrés au-dessous de 0; mais il ne se dégage pas un atôme de gaz, comme cela arrive avec l'acide carbonique; l'acide sulfureux a donc plus d'affinité pour l'eau.

L'acide sulfureux liquide a l'odeur, la saveur et la propriété décolorante du gaz acide sulfureux; il absorbe peu à peu l'oxigène en gaz, ou pur ou mêlé à l'atmosphère, et quoique très-lentement il passe à l'état d'acide sulfurique.

L'acide sulfurique concentré, absorbe le gaz acide sulfureux qui le colore en jaune et en brun, qui le rend odorant et fumant. Si on fait passer dans cet acide concentré du gaz acide sulfureux, lorsqu'on le soumet à l'action du feu, la première vapeur qui s'en élève, se cristallise en longs prismes blancs aiguillés dans les récipiens refroidis.

On obtient aussi cet acide, en distillant certains acides sulfuriques, noirs et fumans, de Saxe, tels que celui de *Northausen*.

Cet acide fume à l'air; il a une odeur forte d'acide sulfureux; lorsqu'on le jette dans l'eau, il produit le même bruit qu'un fer rouge qu'on y plonge. Si l'eau est aérée, et qu'on en mette beaucoup, il perd sa propriété de fumer, et celle d'être sulfureux. Ces détails appartiennent au cit. *Fourcroy*, qui a fait connoître cet acide dans un mémoire particulier.

§.

§. VII.

Acide nitrique.

L'acide nitrique est un des plus importans pour ses grands usages, et surtout pour son utilité en chimie; il donne si facilement son oxigène aux corps combustibles, qu'il a été un instrument à découvertes.

Les anciens chimistes n'ont pas connu l'acide nitrique blanc; ils l'ont décrit très-rouge, répandant des vapeurs jaunes, etc.

L'acide nitrique s'extrait d'un sel connu dans les arts sous le nom de salpêtre. *Voyez*, pour la manière de l'extraire, la leçon sur le nitrate de potasse.

Lorsque cet acide est pur et concentré, il est lourd, et fume blanc.

Sa pesanteur est à celle de l'eau distillée comme 15 est à 10. Sa saveur est acide, âcre, caustique; il brûle et détruit les matières organisées, et leur donne aussi une couleur jaune, lorsqu'il est plus foible.

Cet acide rougit et détruit les couleurs bleues, et beaucoup d'autres couleurs végétales.

Si on expose à la lumière de l'acide nitrique très-pur, on parvient à le décomposer.

A cet effet, on met dans un flacon de l'acide nitrique très-pur; on y adapte un tube recourbé qui va plonger sous une cloche remplie d'eau, à l'appareil pneumato-chimique. Il faut avoir soin que le tube ne touche pas à l'acide : au bout de quelque temps l'acide change de couleur; il devient jaune, vert, ensuite rouge, et il se dégage du gaz oxigène.

Ce n'est pas l'affinité de la lumière pour l'oxigène, qui décompose l'acide nitrique, c'est qu'en même temps, il y a une grande affinité entre l'acide nitrique et le gaz nitreux qui se forme.

L'action de la lumière ne peut aller jusqu'à enlever tout l'oxigène à l'acide nitrique, et le réduire en état d'azote; mais, en poussant l'expérience, on peut décomposer l'acide nitrique en gaz nitreux.

Si on laisse de l'acide nitrique très-concentré en contact avec l'air atmosphérique, il s'empare de l'humidité contenue dans l'atmosphère, et il s'affoiblit.

Lorsqu'on distille de l'acide nitrique concentré, dans une cornue de verre, à l'appareil pneumato-chimique, à l'aide d'une température assez forte pour le faire bouillir, il s'en dégage une vapeur rouge qui se condense dans le récipient, en un liquide de la même couleur, et il passe dans la cloche un peu de gaz oxigène.

On met dans une cornue de l'acide nitrique coloré, on y adapte un ballon dans lequel on met un peu d'eau. On pose la cornue sur un bain de sable, et l'on distille; il se dégage une vapeur rouge, et l'acide devient blanc.

On décompose encore l'acide nitrique, en le faisant passer à travers un tube de porcelaine incandescent de 7 à 8 décimètres de long; si le tube est bien rouge, il passe de l'oxigène, et le résidu est de l'azote : quand le tube n'est pas assez chaud, il arrive qu'il passe beaucoup d'acide nitrique qui n'est pas décomposé; souvent même cet acide nitrique prend de l'azote, et il se forme ainsi de l'acide nitreux. Par cette décomposition, on obtient une sorte d'air atmosphérique; on ne peut décomposer ainsi de l'acide nitreux.

Page 275.

Gaz Nitreux en contact avec le Calorique.

Page 285.

Appareil pour faire de l'acide Nitrique avec le gaz Ammoniaque et l'oxide de Manganeze.

Page 275.

R B B M A B C E F D C C

1 Mètre

Girard del. Delettre Sculp.

On peut faire de l'acide nitrique en faisant passer du gaz ammoniaque sur de l'oxide de manganèse.

Comme cette expérience, et celle ci-dessus, peuvent être faites avec le même appareil, la description que je vais en donner servira pour l'une et pour l'autre.

A, cornue contenant huit parties d'ammoniaque liquide, bien chargée; B, tube de porcelaine ajusté à la cornue, et qui traverse un fourneau dans lequel on met trois parties d'oxide de manganèse réduit en poudre; à son extrémité C, est un tube recourbé qui va plonger dans un flacon à deux tubulures D, qui contient le quart de son volume d'eau distillée: il est essentiel, en cas d'absorption, de ne point plonger le tube dans l'eau, il n'a besoin que de toucher la surface; de la deuxième tubulure E, part un tube de sûreté qui va plonger sous une cloche, à l'appareil pneumato-chimique F. On fait rougir le tube, et on chauffe ensuite l'ammoniaque; il passe d'abord des vapeurs rouges, ensuite une fumée blanche, qui se condensent dans la bouteille, en un liquide blanc transparent qui a une saveur salée, piquante. Si on distille jusqu'à siccité ce liquide à une chaleur douce, le produit est sans saveur, sans odeur sensible; c'est de l'eau: la matière qui reste dans la cornue a une couleur blanche, fuse sur les charbons, s'enflamme sur un tison, rougit et produit des vapeurs d'acide nitrique, par l'addition de l'acide sulfurique, et de l'ammoniaque par la chaux; c'est du nitrate d'ammoniaque: l'oxide noir de manganèse change de couleur; il est d'un brun pâle, et ne donne plus de gaz oxigène par l'action du feu.

On trouve sous la cloche, 1°. de l'oxigène qui vient du manganèse, qui se décompose plus vite par le calorique

que l'ammoniaque ; 2°. du gaz hidrogène qui provient de la décomposition de l'ammoniaque.

On peut encore faire cette expérience en suivant le procédé du citoyen *Guyton.*

On introduit, dans un tube de porcelaine, de l'oxide noir de manganèse pulvérisé ; on le place dans un fourneau, de manière à le traverser horizontalement. A l'une des extrémités du tube on adapte le bec d'une cornue de verre, placée dans un autre fourneau, et contenant du muriate d'ammoniaque sec, et de la chaux en poudre ; on lute l'autre extrémité du tube à une alonge de verre portant un siphon, communiquant à un premier flacon contenant de l'eau distillée, dans laquelle plonge un tube de sûreté ; de-là dans un second flacon où l'on a mis de la dissolution de potasse et de celui-ci à un appareil hidro-pneumatique.

On chauffe d'abord le tube de porcelaine, on met quelques charbons sous la cornue, et on y entretient le feu jusqu'à ce que toute l'ammoniaque ait monté et traversé le tube de porcelaine.

Pendant l'opération, il y a continuellement dégagement de gaz qui ne diffère pas de l'air commun.

Vers le milieu de l'expérience, on voit distinctement dans l'alonge, et au-dessus de l'eau des flacons, la couleur du gaz acide nitreux.

La petite portion de liqueur condensée dans l'alonge, traitée sur le feu, dans une cornue, pour la débarrasser de toute l'ammoniaque libre, abandonnée ensuite à l'air, laisse un résidu salin qui est un vrai nitrate d'ammoniaque.

La liqueur du second flacon donne quelques cristaux

en aiguilles qui fusent sur le charbon comme le nitrate de potasse.

Le cit. *Guyton* a aussi indiqué un procédé par lequel on pouvoit décomposer simultanément l'acide nitrique et l'eau, à l'aide de l'étain, du zinc, etc.; il se forme alors du nitrate d'ammoniaque, provenant de la réunion de l'azote, de l'acide nitrique décomposé avec l'hidrogène de l'eau, également décomposé par les métaux. Il faut remarquer que jamais l'ammoniaque ne se trouve libre dans cette opération, parce qu'à mesure qu'elle est formée, elle s'unit à la portion d'acide nitrique non encore décomposé, et arrête même la décomposition.

Cet acide enflamme le charbon; mais il faut qu'il soit bien sec et chaud, et que l'acide nitrique soit bien concentré. Il se dégage du gaz nitreux et de l'acide carbonique; la fumée rouge que l'on aperçoit est due au gaz nitreux.

Pour faire cette expérience, on met le charbon dans une petite terrine vernissée; d'une autre part, on prend un bâton de la longueur d'un mètre de long, que l'on fend à l'une de ses extrémités; on l'écarte, et l'on y fait passer le goulot d'une fiole à médecine; on l'assujétit avec de la ficelle, de manière qu'elle ne vacille pas, l'artiste, par ce moyen, est à l'abri de tout danger. Quand on veut enflammer le charbon, on verse de l'acide nitrique dans la fiole, et on en arrose le charbon, qui s'enflamme sur le champ.

Le phosphore s'enflamme de même, et la fumée qui se dégage est de l'acide phosphorique; cela prouve encore que, non seulement l'acide nitrique tient de l'oxigène, mais encore que cet oxigène y est dans un état tout prêt à s'en dégager.

Le soufre décompose aussi l'acide nitrique et le réduit en gaz nitreux; car, ce n'est que jusque-là que le soufre a plus d'affinité avec l'oxigène, que l'acide nitrique, ou plutôt que l'azote, car le soufre n'attaque pas l'acide nitreux; il se forme donc de l'acide sulfurique et de l'acide nitreux.

Si l'on met dans une cornue six parties d'acide nitrique, à 30 degrés contre une de soufre, et que l'on distille, on décomposera l'acide nitrique, il y aura dégagement de gaz nitreux, et il se formera de l'acide sulfurique.

Quand on veut opérer avec le phosphore, on prend une cornue tubulée, bouchée avec un bouchon de cristal: on met de l'acide nitrique à 30 degrés, puis on introduit par la tubulure, de petits morceaux de phosphore, on peut mettre six parties d'acide contre une de phosphore. On pose la cornue sur un bain de sable, on y adapte un récipient, et l'on chauffe légèrement. Le phosphore se dissout avec effervescence, en même temps, le gaz nitreux s'échappe, sous la forme de vapeurs rutilantes: on pousse alors le feu un peu plus fort pour chasser les dernières portions d'acide nitrique, et on trouve l'acide phosphorique dans la cornue, en partie sous forme concrète, et en partie sous forme liquide.

Le cit. *Fourcroy* indique un autre procédé.

Il consiste à laisser brûler dans l'air le phosphore qui passe aussi à l'état d'acide phosphoreux; on le traite ensuite dans une cornue avec le huitième de son poids d'acide nitrique à 13 de pesanteur, et on distille à une douce chaleur, pour brûler tout le phosphore excédant, et en dégager tout l'acide nitrique, dont une partie s'exhale

en oxide d'azote. L'acide phosphorique reste pur et concentré au fond de l'appareil distillatoire.

L'eau se combine à l'acide nitrique dans toutes proportions, et il se dégage du calorique pendant cette combinaison; l'on peut faire monter le mercure dans le thermomètre de Réaumur, jusqu'à 35 degrés, en employant deux parties de cet acide concentré, sur une partie d'eau.

En se servant de neige au lieu d'eau, il se produit des effets contraires; c'est-à-dire, qu'il y a absorption de calorique : l'on peut faire descendre le thermomètre de o, jusqu'à 22 au-dessous, en mêlant quatre parties de neige avec une partie d'acide nitrique; en refroidissant, dans ce premier mélange de nouvel acide et de nouvelles glaces, en les mêlant ensuite au milieu de ce bain, l'on parvient à abaisser la température à 32 ou 33 degrés — o —. Cette propriété de l'acide nitrique, de produire un si grand froid avec la glace, dépend de la grande affinité qu'il a pour s'unir à l'eau, et force, en quelque sorte, la base avec laquelle il ne peut s'unir en cet état, d'enlever aux corps voisins le calorique dont elle a besoin pour devenir liquide. Elle fournit aux chimistes des moyens très-utiles, dont ils ne font peut-être pas assez d'usage, pour étudier les propriétés des corps à une basse température; c'est elle qui a fait connoître que le mercure se solidifioit à 31 à 32 degrés — o —.

Les cit. *Fourcroy* et *Vauquelin* ont fait voir que l'acide nitrique contenant du gaz nitreux, se cristallisoit à 40 gr. ou degrés (therm. centig.) en aiguilles rouges, et se prenoit même en une masse épaisse comme du beurre.

On prend à cet effet huit parties de muriate de chaux et six de neige, on mêle ces deux substances dans un vase

de verre, elles se liquéfient, et font tout à coup descendre le thermomètre centigrade à 39 gr. On parvient à faire descendre le thermomètre à 43 gr. en faisant un nouveau mélange dans un vase de verre que l'on plonge dans le premier.

C'est ainsi qu'ils ont vu que le mercure se solidifioit à 42 gr. l'ammoniaque, l'acide muriatique, l'éther sulfurique, l'alcool, etc. *Voyez* ces articles.

Le cit. *Guyton* a fait aussi des expériences analogues. Ce chimiste a obtenu des résultats à-peu-près semblables.

Ce que l'on appelle dans le commerce, de l'eau forte, n'est que de l'acide nitrique affoibli.

A l'article du nitrate de potasse, nous donnerons la manière de l'obtenir par l'argile, procédé que l'on emploie dans les arts.

La plupart des métaux agissent sur l'acide nitrique, et lui font éprouver une altération, qui a, dans ces derniers temps, éclairé les chimistes sur la nature de ses principes.

Les métaux agissent de deux manières sur l'acide nitrique.

1°. Ils s'oxident complètement, tels que l'étain, l'antimoine, etc., et décomposent entièrement l'acide nitrique.

2°. Ils s'oxident et ne décomposent qu'en partie l'acide nitrique, tels que le cuivre, etc.

Par l'une ou l'autre expérience, on obtient du gaz nitreux.

L'acide nitrique du commerce contient souvent de l'acide muriatique et de l'acide sulfurique, très-nuisibles dans toutes les opérations; mais on le purifie.

A cet effet, on met dans une cornue de verre par kilo-

gramme de cet acide, environ trois décagrammes de litharge, on distille ensuite ce mélange au bout de vingt-quatre heures pendant lesquelles on a eu soin de l'agiter cinq à six fois, mais il faut séparer les premières portions distillées qui contiennent toujours de l'acide muriatique.

Il reste dans la cornue, un muriate et un sulfate de plomb, si l'acide nitrique contient de l'acide sulfurique.

On peut encore employer le nitrate de plomb, ou d'argent; il se forme sur-le-champ un précipité, qui est du muriate de plomb, ou d'argent, on décante ensuite l'acide, ou mieux, l'on distille jusqu'à siccité.

Le cit. *Prieur* a remarqué que lorsqu'on se servoit du plomb pour purifier la dissolution d'argent mêlée d'acide muriatique, une partie de ce dernier acide passoit à la distillation; voici comme le cit. *Berthollet* explique ce phénomène. C'est que le muriate de plomb est soluble, et même l'est beaucoup par l'action de l'acide nitrique; ce liquide se trouve donc composé d'oxide de plomb, d'acide muriatique et d'acide nitrique; l'oxide de plomb partage son action sur les deux acides, et l'un et l'autre sont soumis à l'action de l'expansibilité produite par la chaleur.

Quand on ne veut que retenir l'acide sulfurique, le plomb est un moyen efficace, 1°. parce que le sulfate de plomb est beaucoup moins soluble que le muriate; 2°. parce que l'acide sulfurique a beaucoup moins de volatilité que l'acide muriatique.

Le muriate d'argent étant beaucoup plus insoluble que le muriate de plomb, l'argent est beaucoup plus propre que le plomb à retenir l'acide muriatique qui se trouve mêlé avec l'acide nitrique; cependant *Welter* et *Bonjour*

ont observé qu'il passoit toujours de l'acide muriatique dans la distillation, si l'opération se faisoit sans les précautions indiquées par ces chimistes. Il faut, pour obtenir immédiatement un acide nitrique pur, faire l'opération sur un acide qui soit peu concentré, pour qu'il ne retienne pas en dissolution du muriate d'argent, et séparer le muriate d'argent qui se précipite, avant que de soumettre le liquide à l'action du feu, ou, ce qui est préférable, précipiter par la dissolution d'argent l'acide muriatique du nitrate de potasse; en décomposant ensuite ce nitrate, on obtient l'acide nitrique, entièrement privé d'acide muriatique.

Lorsqu'il est resté du muriate d'argent en dissolution, on peut néanmoins obtenir par la distillation un acide nitrique bien pur, en séparant la première portion qui distille, jusqu'à ce que l'épreuve fasse voir qu'il n'y a plus d'acide muriatique, parce que, comme l'ont observé les chimistes cités, l'acide muriatique prend alors la nature de l'acide muriatique oxigéné, et se dégage dans cet état au commencement de l'opération.

L'acide sulfurique n'altère point l'acide nitrique.

L'acide nitrique agit autrement sur l'acide sulfureux; outre qu'il est beaucoup plus fort que lui, qu'il le sépare de l'eau et de ses diverses combinaisons, il a de plus la propriété de lui céder de l'oxigène, de le convertir en acide sulfurique, et de passer en même temps à l'état d'oxide d'azote.

L'acide nitrique chasse l'acide carbonique de toutes les bases auxquelles il est uni; il sépare également l'acide phosphorique de ses combinaisons, et le degage sous la forme liquide.

L'acide nitrique est très-utile en chimie pour former différens sels, pour dissoudre et séparer différens métaux les uns des autres : on s'en sert chez les orfévres, les jouailliers, les doreurs pour découper la surface de l'argent ; dans les monnoies pour séparer l'argent d'avec l'or ; chez les graveurs, pour graver sur les métaux ; chez les chapeliers, pour le secretage des poils et les disposer au feutrage ; en pharmacie, pour la préparation de beaucoup de médicamens.

§. VIII.

Gaz oxide d'azote, ou Gaz nitreux et acide nitreux.

On appelle gaz nitreux, ce fluide aériforme qui se dégage pendant l'action du fer, du cuivre, de l'argent, du mercure sur l'acide nitrique.

Pour avoir cette substance pure, et exempte de gaz azote, comme il convient pour les essais eudiométriques, il n'est pas indifférent d'employer tel ou tel combustible ; car il en est qui exercent une action si forte sur l'oxigène, qu'ils en dépouillent entièrement quelques parties de l'azote, et alors le gaz nitreux est mêlé de gaz azote. L'argent et le cuivre sont les métaux qui conviennent le mieux pour cet objet ; il est nécessaire que la densité de l'acide nitrique ne passe pas 20 à 25 degrés à l'aréomètre de *Baumé* ; sans cela son action est trop vive, le gaz nitreux se dégage trop rapidement, et peut faire briser l'appareil ; il est d'ailleurs beaucoup moins pur. M. *Humboldt* a démontré, par des expériences exactes, qu'en

versant de l'acide nitrique sur le fil de cuivre, il y avoit une partie de l'acide qui se décomposoit totalement; et que, par cette raison, le gaz nitreux se trouvoit mélangé d'azote; mais qu'en employant une solution de sulfate de fer, le gaz nitreux étoit totalement absorbé, et que l'on pouvoit évaluer la quantité d'azote, qui monte de 0,07 jusqu'à 0,67, et même au-delà.

Voyez la leçon sur le sulfate de fer.

Pour obtenir le gaz nitreux, on prend de la limaille de cuivre très-pur, on la met dans une fiole à médecine, ou dans un petit matras; on verse dessus de l'acide nitrique à 20 ou 25 degrés, on bouche la fiole avec un bouchon de liége, auquel est adapté un tube de verre, dont l'extrémité recourbée plonge dans la cuve pleine d'eau de l'appareil pneumato-chimique; on place sur la tablette de la cuve une cloche pleine d'eau, qui corresponde à l'orifice du tube recourbé : les choses ainsi préparées, on expose le mélange renfermé dans la fiole à une très-douce chaleur.

Il y a effervescence et dégagement de gaz nitreux.

M. *Pickel*, chef d'une fabrique à Wurzbourg, emploie un moyen économique pour reformer de l'acide nitrique, après sa décomposition par le cuivre; il réoxigène le gaz nitreux; à cet effet, on reçoit dans des récipiens, contenant de l'eau et des coupures de cuivre, le gaz nitreux qui se dégage des dissolutions. Ce gaz y est réoxigéné par son contact avec l'air, dissous par l'eau, et redécomposé par le cuivre.

Le gaz nitreux est un fluide élastique sans couleur, ni saveur sensible, ne rougissant pas la teinture de tournesol.

Il est nuisible à la respiration, ne peut alimenter la combustion, ni servir à la végétation : on croit qu'il préserve de la putréfaction.

Ce gaz a plus d'affinité avec le calorique que l'acide nitrique; aussi emploie-t-on cette propriété pour enlever le gaz nitreux qui souille l'acide nitrique.

Exposé à l'action du calorique dans un tube de porcelaine rougi au feu, il n'éprouve aucune altération; il paroît que ce corps n'est pas décomposé par la chaleur rouge, tandis que l'acide nitrique subit, par le même agent, une décomposition complète; il sembleroit, d'après cette expérience, qu'il n'auroit dû perdre tout au plus que la portion d'oxigène excédant à la composition de l'acide nitreux : c'est cependant ce qui n'arrive pas. On peut en juger par l'expérience suivante :

BB, Tube de porcelaine, traversant un fourneau; CC, limaille de cuivre et acide nitrique; R, tube de verre courbé en siphon, et terminé par un entonnoir : ce tube est ajusté au flacon CC, dans lequel on a mis de la limaille de cuivre; c'est par ce tube que l'on verse l'acide nitrique. A l'extrémité inférieure du tube de porcelaine, on adapte un tube de sûreté à boule, qui va plonger sous une cloche M.

Le gaz nitreux se dégage et passe à travers le tube de porcelaine incandescent, sans se décomposer.

Van Marum annonce que l'acide nitreux, à travers lequel on fait passer l'étincelle électrique, se réduit à un tiers de son volume; qu'il ne rougit plus avec l'air atmosphérique; mais qu'il se trouve converti en gaz azote, et en acide nitreux.

On met dans un tube du gaz nitreux pur, et on le

renverse dans une cuve pneumato-chimique, on y fait passer du gaz oxigène pur; on voit rougir la vapeur, c'est de l'acide nitreux qui se forme, et qui bientôt se dissout dans l'eau, en sorte qu'elle s'élève dans le tube: si le gaz oxigène et le gaz nitreux sont purs, il ne reste aucune bulle sous la cloche; il faut avoir soin de faire passer doucement le gaz oxigène, pour n'en pas mettre trop. Pendant cette expérience, il se dégage du calorique jusqu'à 30 à 35 degrés du thermomètre. Si l'oxigène n'est pas pur, la bulle restant au haut de la cloche, est le résidu de l'azote, de l'hidrogène, ou du gaz acide carbonique, etc., que pouvoit contenir le gaz oxigène; car ce dernier est absorbé sur-le-champ par le gaz nitreux.

Lavoisier a observé que 0,73 de gaz nitreux peuvent absorber 0,40 de gaz oxigène. L'acide qui résulte de cette combinaison, n'est pas parfaitement blanc; il répand des vapeurs rouges, lorsqu'on l'unit avec les alcalis ou la chaux: les expériences de M. *Humboldt* vont éclairer sur cet objet.

1°. Si on combine du gaz nitreux avec de l'oxigène sur du mercure, il ne se forme qu'autant d'acide nitrique liquide, qu'il y a d'eau dans l'appareil.

L'absorption paroît très-petite, parce que l'acide reste dilaté en état gazeux, jusqu'à ce que le gaz ammoniacal se précipite.

2°. Les mélanges de gaz nitreux et d'oxigène, présentent d'autres volumes dans des tubes que dans des vaisseaux très-larges; parce que dans les premiers, l'acide nitrique, éloigné de la surface de l'eau, reste en état gazeux. Cette cause fait diminuer en apparence la valeur de 2,6, jusqu'à 1,8 et au-dessous.

3°. Que ces mêmes mélanges de gaz nitreux et d'oxigène, ne présentent pas des absorptions d'un volume aussi égal que les expériences faites sur l'air atmosphérique, et qu'il paroît en ce cas se former des acides plus ou moins oxigénés. La valeur varie alors de 3,2 jusqu'à 2, 8.

4°. Qu'un mélange de gaz azote et de gaz oxigène diffère de l'air atmosphérique; l'oxigène du premier étant plus libre, et tendant plus à se combiner avec une grande quantité de gaz nitreux.

5°. Qu'en analysant par le sulfate de fer le résidu que laissent dans le tube eudiométrique des mélanges de parties égales de gaz nitreux et d'air atmosphérique, on peut reconnoître très-exactement la quantité d'oxigène contenue dans l'air atmosphérique.

6°. Que le gaz nitreux, qui agit le plus uniformément, et que l'on obtient par des acides étendus d'eau, jusqu'à 17 ou 21° de l'aréomètre de *Baumé*, contient de 0,12 jusqu'à 0,15 d'azote.

Quand on veut connoître l'action du gaz nitreux sur l'air atmosphérique, on fait passer dans une cloche pleine d'eau, et renversée sur la tablette de la cuve hidro-pneumatique, environ une mesure de gaz nitreux, et deux d'air atmosphérique.

Les deux fluides se combinent avec promptitude, et diminuent prodigieusement. Il s'excite une chaleur vive; l'eau monte dans la cloche, absorbe toutes les vapeurs rouges qui résultent de la combinaison des deux fluides aériformes.

La propriété qu'a le gaz nitreux très-pur, c'est-à-dire, privé de gaz azote, d'absorber rapidement l'oxigène de

l'air atmosphérique, a donné à *Priestley* et *Fontana*, comme nous l'avons dit page 187, l'idée d'en faire la base de leur eudiomètre.

Le gaz nitreux enflamme le pyrophore; il perd une partie de son volume, et le résultat de cette combustion est du gaz azote et du gaz acide carbonique, et de l'acide sulfureux.

Si l'on plonge un charbon allumé dans du gaz nitreux, il y a inflammation.

Le même effet a lieu avec le soufre et le phosphore; à une haute température, il les brûle et les convertit en acides, en passant lui-même à l'état de gaz azote.

Si l'on mêle du gaz hidrogène avec du gaz nitreux, et que l'on présente à l'orifice de la cloche une bougie allumée, le gaz hidrogène brûlera, et l'on apercevra une flamme verte.

En secouant de l'eau distillée avec du gaz nitreux, il se forme du nitrate d'ammoniaque par une décomposition d'eau; effet d'une double affinité.

L'eau se convertit donc en acide; voilà pourquoi elle l'absorbe quelquefois en partie, et acquiert la propriété acide.

Le principe, qui sert à la combustion, existe donc encore dans le gaz nitreux, puisqu'il favorise l'inflammation de certains corps combustibles, qui ont avec l'oxigène une grande affinité, tels que le sulfure de potasse, le pyrophore, le gaz hidrogène phosphoré, le fer, etc.

Le gaz nitreux se combine avec quelques acides; mais il n'a aucune action sur les acides carbonique, phosphorique et nitreux.

Il donne à l'acide nitrique des caractères nouveaux.

En

En faisant passer du gaz nitreux dans de l'acide nitrique, concentré blanc, on l'obtient d'abord jaune, ensuite orangé, et vert foncé noir. Lorsque l'on prend l'acide nitreux orangé, et qu'on l'unit à l'eau, on obtient l'acide nitreux vert émeraude; lorsque l'on prend l'acide nitreux vert-noir, et qu'on l'unit à l'eau, on obtient l'acide nitreux bleu.

Priestley a trouvé que cent parties d'acide nitrique, dont la pesanteur étoit 14, ont absorbé, en deux jours, 90,29 de gaz nitreux; il annonce que, lorsqu'il y en eut environ sept parties d'absorbées, l'acide prit une couleur orangée, une couleur verte lorsqu'il y en eut dix-huit parties, et que quand les 90,29 furent combinées, il s'éleva sous la forme de vapeurs rouges.

La succession des couleurs que j'ai indiquées ci-dessus est constante; l'expérience m'a plusieurs fois donné les mêmes résultats.

De l'acide nitreux.

On voit par l'expérience que je viens de rapporter, que l'acide nitrique orangé-vert, etc., contient moins d'oxigène que lorsqu'il est blanc; car il est évident qu'en combinant du gaz nitreux, qui a déjà été privé lui-même d'une partie de ce principe, on en diminue la quantité dans l'acide nitrique. Comme dans cette modification l'acide acquiert des propriétés nouvelles, les chimistes modernes lui ont donné le nom d'acide nitreux, pour le distinguer de celui où l'azote est complètement saturé d'oxigène.

L'acide nitrique, chargé d'oxide nitreux, et conséquemment plus décomposable dans cette partie de sa

composition, produit aussi par la même cause beaucoup plus d'effets sur tous les corps combustibles. C'est ainsi que l'acide nitreux enflamme le phosphore, les huiles volatiles, quelques métaux, etc., sur lesquels l'acide nitrique n'a qu'une action foible en comparaison. Quand on met de l'acide nitrique, chargé de plus ou moins de gaz nitreux, en contact avec de l'or, il y a alors deux attractions qui agissent tout à coup, et à la fois; celle de l'oxigène, de l'oxide d'azote pour l'or, et celle de l'acide nitrique pour l'oxide d'or. C'est ainsi qu'en chargeant l'acide nitrique de gaz nitreux, le citoyen *Deyeux* est parvenu à y dissoudre l'or.

On doit distinguer la vapeur nitreuse de l'oxide d'azote; elle est le résultat d'une combinaison saturée d'acide nitrique et de gaz nitreux.

Ainsi, si l'on met dans un premier flacon du cuivre et de l'acide nitrique, on obtient du gaz nitreux; si l'on fait passer ce gaz nitreux dans un second flacon contenant de l'acide nitrique concentré, on obtient de l'acide nitreux et de la vapeur nitreuse qui se dégage; si l'on fait passer cette vapeur nitreuse à travers la potasse, et qu'on recueille le gaz qui s'en dégage, on obtiendra du gaz nitreux et du nitrate de potasse dans le flacon. Ainsi les alcalis ont plus d'attraction pour l'oxide nitrique, que celui-ci n'en a avec l'acide nitreux; et voilà pourquoi on ne fait pas des nitrites, mais seulement des nitrates avec les alcalis fixes et la vapeur nitreuse, non plus qu'avec les mêmes bases et avec l'acide nitreux liquide.

Si l'on fait passer cette vapeur nitreuse à travers l'acide sulfurique concentré, on l'obtient cristallisé.

Voici comme on doit opérer :

On met dans un flacon à deux tubulures de la limaille de cuivre; l'autre tubulure sert à verser de l'acide nitrique, afin de faire dégager le gaz nitreux. D'une des tubulures, part un tube qui va plonger dans un autre flacon, contenant de l'acide nitrique concentré; ce dernier flacon est garni d'un autre tube recourbé, qui va se rendre dans un flacon rempli aux deux tiers d'acide sulfurique concentré.

On fait ensuite dégager le gaz nitreux, qui va se rendre dans l'acide nitrique concentré : la vapeur nitreuse se forme; et à mesure que l'acide sulfurique s'en empare, il paroît sous la forme de petits cristaux en aiguilles.

Si l'on mêle de la vapeur nitreuse avec du gaz oxigène, il n'y aura pas d'absorption.

Si l'on fait passer cette vapeur nitreuse dans de l'acide nitrique, il y aura absorption.

Si l'on remplit un flacon de vapeur nitreuse, et que l'on y ajoute de l'eau bouillie, ou bien privée d'air par un moyen quelconque, la vapeur nitreuse ne se mêlera point à l'eau.

Mais l'effet a lieu avec l'eau aérée.

Les oxides métalliques se comportent différemment avec l'acide nitreux; les moins oxidés s'unissent à la portion d'acide nitrique qu'il contient, et chassent le gaz nitreux; les plus oxidés le changent quelquefois en acide nitrique, en lui cédant de l'oxigène.

L'acide nitreux sépare difficilement l'acide carbonique et l'acide phosphorique de leurs bases : il n'y a que la portion d'acide nitrique, que contient l'acide nitreux, qui dégage ces acides, et en même temps l'oxide d'azote s'exhale.

L'acide phosphoreux passe à l'état d'acide phosphorique, et l'acide sulfureux à celui d'acide sulfurique; et ce dernier a la propriété de s'unir à l'eau qui est unie à l'acide nitreux.

§. IX.

Des quatre Acides métalliques.

Quoiqu'il y ait beaucoup de circonstances dans lesquelles les métaux peuvent être unis à l'oxigène, on peut les réduire en général à trois. La première est le contact de l'air aidé du calorique; la seconde est due à la décomposition de l'eau, et la troisième à celle des acides.

Nous connoissons quatre substances métalliques, susceptibles de s'acidifier complètement:

L'arsenic, le tunstène, le molybdène, et le chrôme.

Comme je ne considère ici ces acides métalliques qu'en général, je reporterai la manière de les préparer, et leurs caractères, aux substances métalliques, où chaque objet sera traité en particulier.

§. X.

Du Gaz acide muriatique.

L'acide muriatique existe abondamment dans la nature, il y est uni avec différentes bases, principalement avec la soude, la chaux et la magnésie.

Ses parties constituantes sont encore inconnues. Quelques expériences du cit. *Berthollet*, répétées et variées par d'autres chimistes, semblent devoir fixer nos idées sur le radical de cet acide; cependant, la circonspection

qu'il est nécessaire de mettre dans les découvertes, nous oblige à décrire littéralement les expériences qui ont été faites, sans nous permettre aucunes réflexions. Voyez *fer et acide nitrique.*

Cet acide n'a pas été trouvé à nud ; et, pour l'obtenir dans cet état, il faut le dégager de ses combinaisons.

On l'appeloit autrefois acide marin, esprit de sel, acide du sel, etc.

Quant à la manière de l'extraire, *Voyez* muriate de soude.

L'acide muriatique, libre de toute entrave, est toujours sous la forme d'un gaz permanent, et que rien, jusqu'à présent, n'a pu rendre liquide.

On obtient le gaz acide muriatique, 1°. par distillation; 2°. en le chassant du muriate de soude par l'acide sulfurique; 3°. si on en a dissout et concentré dans l'eau froide: en la chauffant, on le dégage, et on reçoit ce gaz sous des cloches à mercure. On met, à cet effet, de l'acide muriatique liquide et concentré dans une fiole à médecine; on adapte, à l'orifice de la fiole un tube recourbé, dont le bec plonge dans la cuve de l'appareil au mercure, sous une cloche pleine de ce fluide métallique.

On chauffe légèrement le liquide, et il se dégage un fluide aériforme, qui va chasser le mercure contenu dans la cloche pour en occuper la place. Ce fluide aériforme est le gaz acide muriatique.

Ce gaz n'a point de couleur. Il est si caustique qu'il cause de vives démangeaisons sur la peau ; il la rougit et l'enflamme, sans cependant la corroder, la brûler, ni même la colorer comme les acides sulfurique et nitrique ; il a une odeur forte, piquante, âcre, acide qui picote les

yeux et irrite la gorge. Sa saveur est très-aigre et très-forte.

Il rougit les couleurs bleues végétales.

Il tue les animaux.

Il éteint les bougies. On remarque que la flamme verdit vers la partie supérieure au disque ; on en ignore la cause. On remarque aussi que la fumée de la bougie, en s'éteignant, y devient très-blanche ; c'est que l'eau qui se dégage par la combustion de l'hidrogène et de l'oxigène de la bougie, se combine avec le gaz, et devient ainsi nuageuse et sensible.

La lumière ne l'altère pas sensiblement.

Le calorique le raréfie, et augmente prodigieusement son élasticité. Si on le fait passer à travers un tube de porcelaine rougi au feu, il n'éprouve aucune altération.

Ce gaz est plus pesant que l'air atmosphérique.

La pesanteur spécifique du premier, est à celle du second, comme 173 un quart est à 100, et à celle de l'eau distillée, comme 1230 est à 1000.

En contact avec l'air, il répand des fumées blanches : ces vapeurs ont pour cause la combinaison de ce gaz avec l'humidité de l'air, aussi ne sont-elles pas sensibles sur les hautes montagnes, où l'air est très-sec.

Ce gaz fait fondre la glace aussi promptement que si on la jetoit dans un brasier.

Il se dissout avec facilité dans l'eau glacée, et peu dans l'eau chaude, aussi est-il nécessaire de conserver l'acide muriatique dans une eau dont la température soit très-basse ; car, si le flacon n'est pas assez fort pour résister à l'expansion du gaz, à une température différente de celui où il a été combiné avec l'eau, il fait sauter les bou-

chons, et gâte, par les vapeurs qui se répandent, tous les instrumens de cuivre.

L'acide muriatique se gèle facilement à 42 gr. en une masse jaunâtre grenue, d'une consistance de beurre.

En général ce gaz s'unit avec beaucoup de rapidité à l'eau; c'est ce qui constitue l'acide muriatique liquide.

L'eau absorbe, à la température de 12 degrés environ, les 0,30 de son poids; à mesure que le gaz se combine avec l'eau, il perd sa fluidité élastique; le calorique qui la lui donnoit, devient libre et échauffe la liqueur. Moins la température est élevée, et plus l'eau en dissout, *et vice versâ*, en sorte que de l'eau qui en a été saturée au terme de 0, par exemple, bout à 60 et quelques degrés, et peut être dépouillée de la plus grande partie de cet acide à 80 degrés.

On reconnoît aisément la présence de l'acide muriatique, partout où il existe, par la propriété qu'il a de décomposer presque tous les sels muriatiques, et surtout le sulfate d'argent, avec lequel il forme un précipité blanc, fort pesant, qui devient bleu à la lumière; et de donner, avec la soude, un sel d'une saveur agréable, que tout le monde connoît.

Le gaz acide muriatique n'a nulle action sur les corps combustibles; le charbon seul l'absorbe et le condense, ainsi que quelques autres substances végétales, telles que le liége, les éponges, le bois tendre, etc.

Quand ce gaz est bien privé d'eau, il n'a point d'action sur les métaux.

Les oxides métalliques l'absorbent, et forment des combinaisons salines.

Ce gaz ne chasse les acides carbonique, phosphorique,

phosphoreux et sulfureux, de leurs bases, que quand les combinaisons de ces acides sont dissoutes dans l'eau, qui absorbe le gaz; il n'agit donc ensuite qu'à l'état d'acide liquide.

L'acide nitrique l'absorbe promptement, et passe à l'état d'oxide d'azote.

De l'Acide muriatique liquide.

L'acide liquide n'est point altéré par la lumière; le calorique en dégage le gaz.

L'acide muriatique n'absorbe que le gaz oxigène solide.

Exposé à l'air, il exhale une fumée blanche. Il n'agit point sur les corps combustibles.

L'acide muriatique dissout les métaux et les oxides, en tel état qu'ils soient; car, s'ils sont trop oxidés, l'acide muriatique enlève cet excédant d'oxigène et s'en charge, et si le métal n'est pas assez oxidé, l'eau de l'acide se décompose et fournit l'oxigène nécessaire, en sorte que par ce jeu réciproque, l'oxidation est portée juste au point nécessaire pour que la dissolution ait lieu.

Cet acide, mis avec de l'acide sulfurique concentré, dans un long tube, donne naissance à une vive effervescence, et à un gaz qui remplit toute la capacité du tube. Ce gaz n'est autre chose que de l'acide muriatique, duquel l'acide sulfurique s'est emparé de l'eau de dissolution, et auquel celle-ci a fourni le calorique, qu'elle a perdu en se combinant à l'acide sulfurique. Cette expérience prouve que l'acide sulfurique a plus d'attraction pour l'eau, que l'acide muriatique.

L'acide muriatique s'unit facilement à l'acide nitrique; il se passe des phénomènes assez intéressans. Si ces acides

sont concentrés, il se fait un mouvement dans tout le liquide; il se développe un gaz, qui produit une effervescence vive; la liqueur s'échauffe et prend une couleur rouge, plus ou moins foncée: c'est l'*eau régale* des anciens chimistes, et l'*acide nitro-muriatique* des modernes.

En examinant ce gaz, on trouve que c'est de l'acide muriatique oxigéné; et, en mêlant ensuite l'acide nitro-muriatique avec de l'eau, il laisse échapper du gaz nitreux, et perd sa couleur rouge.

On forme cet acide en mêlant ensemble deux parties d'acide nitrique pur, et une d'acide muriatique concentré.

Cet acide a moins de pesanteur que les deux acides qui les constituent.

Son odeur est particulière.

Sa couleur est ordinairement citronée, quelquefois orangée.

La lumière en dégage du gaz oxigène.

Le calorique en sépare l'acide muriatique oxigéné.

Cet acide se combine à l'eau, et s'échauffe avec ce fluide.

Il paroîtroit naturel de conclure que l'acide muriatique a plus d'affinité avec l'oxigène, que n'en a le gaz nitreux; mais, en faisant l'expérience inverse, c'est-à-dire, en mêlant du gaz ou oxide nitreux, avec du gaz acide muriatique oxigéné, on se convainc bientôt du contraire. En effet, dès que ces deux gaz sont en contact, ils se pénètrent, perdent leur élasticité, et donnent naissance à des vapeurs rouges, qui sont de véritables acides nitreux. Si l'on emploie des quantités convenables, il ne reste pas un atôme de résidu.

Ce n'est donc qu'à l'aide d'une double attraction que

l'acide muriatique décompose l'acide nitrique; savoir, celle de l'oxigène pour l'acide muriatique, et celle du gaz nitreux pour l'acide nitrique.

Si l'on ignore l'existence de l'oxigène dans l'acide muriatique, on sait au moins qu'il peut se combiner à ce principe par des moyens que nous allons exposer.

§. X I.

Acide muriatique oxigéné.

Schèele a découvert que cet acide, distillé avec de l'oxide de manganèse, prenoit tout-à-coup la forme de gaz; que ce gaz avoit une couleur jaune, une odeur analogue à l'acide nitro-muriatique, etc.

En reprenant les expériences de *Schèele*, *Berthollet* a découvert dans l'acide muriatique oxigéné beaucoup de propriétés utiles pour les arts.

Les anciens chimistes lui avoient donné le nom de *déphlogistiqué*.

Autrefois, pour avoir l'acide muriatique oxigéné, on versoit sur deux parties et demie d'oxide de manganèse en poudre, sept parties d'acide muriatique à 25 degrés; mais ce procédé étoit long et dispendieux, parce qu'il falloit avant extraire l'acide muriatique, et que l'on en perdoit beaucoup.

On se sert maintenant de 100 parties de muriate de soude, de 0,75 parties d'acide sulfurique étendu de 25 parties d'eau, et de 37,5 d'oxide de manganèse en poudre.

Ou bien, deux parties d'acide sulfurique, trois de muriate de soude, et une d'oxide de manganèse.

Pag. 299.

Pl. 16.

Appareil pour faire l'acide Muriatique oxigené.

F

D

B

E

A

G

K

H

N

P

1 Mètre

Girard del.

Delettre Sculp.

Le cit. *Pajot-des-Charmes* donne d'autres proportions d'après lesquelles il conseille de travailler pour opérer plus vîte, et économiser le temps.

Ce sont 32 parties de muriate de soude, 20 parties d'oxide de manganèse cristallisée, et 44 d'acide sulfurique à 60 degrés, sur 28 parties d'eau; si ces parties représentent des *onces*, ces proportions suffisent pour un tonneau contenant quatorze seaux d'eau, chacun de la contenance de huit litres ou pintes de Paris.

On introduit le muriate de soude et l'oxide de manganèse dans un grand matras à long col A, *Voyez* la planche, que l'on pose sur un bain de sable. Ce matras est fermé par un bouchon de liége B, percé de deux trous, dans l'un desquels passe le tube D, recourbé en E, et terminé à la partie supérieure par un entonnoir F, au moyen duquel on introduit l'acide sulfurique dans le matras. L'autre trou du bouchon B reçoit l'extrémité d'un tube G, qui communique du matras dans le vase H à trois tubulures, contenant de l'eau environ $\frac{1}{8}$ de sa capacité, dans laquelle plonge un tube de sûreté K, pour empêcher l'absorption : ce vase H communique à un second vase P, par le moyen du tube N; ce second vase est à moitié plein d'eau, et il communique à un troisième vase où est le tube de sûreté, et ce dernier à un quatrième, etc. On lute bien toutes les jointures avec le lut gras, recouvert d'une bande de linge, enduite de blanc d'œuf et de chaux : on échauffe ensuite le matras peu à peu.

Comme cet acide est peu dissoluble, on lui présente une grande quantité d'eau contenue dans plusieurs vases, ou disposée en colonne très-élevée, afin qu'en compri-

mant le gaz, et en lui offrant une plus longue route à parcourir, elle l'oblige à se dissoudre complètement.

Les dimensions de l'appareil doivent varier en raison des quantités d'acide muriatique oxigéné, dont on a besoin. Au lieu de flacons de *Woulf*, on peut se servir de tonneaux, ou de réservoirs en pierre, comme cela se pratique à Jouy, où l'on emploie une grande quantité de cet acide pour le blanchiment des toiles.

Si l'on entoure les flacons de glace, on obtient l'acide muriatique oxigéné, cristallisé à la température de *zéro*; il est en paillettes jaunâtres; mais il répand son expansion; et feroit casser les vaisseaux, si l'on n'avoit soin de le conserver à cette température, ou dans un espace, de manière à compenser l'expansion qu'il peut prendre.

Dans cet état, cet acide perd son odeur : il est fixé; et n'étant pas volatil, il ne peut être odorant.

Dans cette opération, l'acide sulfurique agit d'abord sur le muriate de soude, à la base duquel il s'unit : l'acide muriatique, à son tour, attaque l'oxide de manganèse; une partie se combine à l'oxigène, et l'autre à l'oxide ramené vers l'état métallique, d'où résultent du sulfate de soude, du muriate de manganèse, qui restent dans le vase distillatoire, et de l'acide muriatique oxigéné, qui passe à l'état de gaz dans l'eau des bouteilles où il se dissout.

Gaz acide muriatique oxigéné.

Cet acide peut être obtenu gazeux, en le faisant passer à travers une petite quantité d'eau.

A cet effet, on met le mélange que nous avons indiqué ci-dessus, dans une fiole à médecine, ou un petit matras, fermé par un bouchon percé d'un trou; on y ajuste un

tube recourbé qui va plonger sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique.

Ce gaz est distingué par des propriétés physiques; il exhale une odeur forte et pénétrante, qui resserre la gorge; il a une saveur stiptique, provoque la toux, et occasionne sur la membrane pituitaire une sorte de rhume de cerveau : il peut aller jusqu'à faire cracher le sang; il émousse les sens du goût et de l'odorat; à la longue, il excite le vomissement, apparemment par sympathie entre la membrane pituitaire ou de la gorge et de l'estomac; il occasionne le mal de tête : l'ammoniaque liquide est la matière la plus propre à arrêter ses effets.

Ce gaz n'est point invisible : il a une couleur jaune-verdâtre.

Il diminue et rougit la flamme des bougies sans l'éteindre, mais ne peut servir à la respiration des animaux; il est plus pesant que l'air atmosphérique : le calorique et la lumière ne lui font éprouver aucune altération sensible.

Il brûle le gaz hidrogène avec détonnation, dans un tube rouge.

Il brûle et enflamme une foule de corps combustibles, tels que le soufre, le phosphore, qu'il fait passer à l'état d'acide; il enflamme aussi les métaux : il agit de même sur les sulfures alcalins et métalliques, les huiles volatiles, etc.

C'est ainsi qu'en jetant dans une cloche remplie de ce gaz, du fer, de l'antimoine, de l'arsenic et plusieurs autres métaux réduits en poudre fine, ils s'enflamment et présentent une espèce de pluie de feu, extrêmement étonnante pour ceux qui ne connoissent pas ses effets.

Il ne rougit pas les couleurs bleues végétales; mais il a la faculté de les détruire et de les réduire en blanc.

Si l'on fait passer sous une cloche remplie de ce gaz, des fleurs, soit une rose, ou toute autre fleur, excepté les fleurs jaunes, la couleur est détruite en très-peu de temps; les feuilles vertes des végétaux éprouvent le même effet.

On ne peut attribuer cet effet qu'à l'absorption de l'oxigène; ce gaz, qui en contient en excès, en cède une partie : les fleurs l'absorbent avec avidité, et c'est cette absorption qui leur fait perdre la couleur; alors le gaz acide muriatique oxigéné revient gaz muriatique ordinaire.

De l'Acide muriatique oxigéné liquide.

Ce gaz se combine en petite quantité avec l'eau, à laquelle il communique quelques-unes de ses propriétés, telles que sa couleur, son odeur et sa saveur.

Dans cet état, l'acide muriatique oxigéné n'est pas sensiblement plus pesant que l'eau pure; ce qui indique qu'il ne perd pas, en s'y combinant, une grande quantité de calorique : et ce qui le prouve, c'est la station de la température de l'eau, à laquelle cet acide se combine.

Cet acide liquide a une saveur acerbe et astringente, d'une couleur jaune-verdâtre, d'une odeur forte, âcre, suffoquante.

Exposé aux rayons du soleil, dans un flacon transparent, il s'en dégage du gaz oxigène; à mesure que ce gaz se sépare, l'acide perd sa couleur, son odeur, et repasse à l'état d'acide muriatique simple : cet oxigène est le plus pur.

Comme nous l'avons vu pour le gaz acide, il ne rougit point les couleurs bleues végétales, mais il les détruit presque toutes.

C'est cette propriété qui l'a fait proposer par *Berthollet*, pour blanchir les fils, les toiles et les cotons.

Quoique l'on trouve tous les développemens de cet art important, tant dans les Annales de Chimie, que dans une brochure intitulée, *Description du Blanchiment des toiles et des fils par l'acide muriatique oxigéné, etc. par Berthollet*, je crois devoir en exposer en peu de mots la pratique et la théorie générales.

D'abord on fait tremper dans l'eau chaude les fils, les toiles ou cotons, pour leur enlever l'apprêt ou *parou*, et les parties colorantes qui sont déjà disposées à se dissoudre dans ce liquide. Par cette première opération on économise une portion de lessive et d'acide muriatique oxigéné qui seroit employée en pure perte pour détacher ces substances étrangères, que l'eau seule peut enlever.

On les fait bouillir ensuite dans une lessive préparée avec vingt parties d'eau et une partie de potasse, ou de soude, qu'on a rendu plus active avec un tiers de chaux. Lorsque les fils ou les toiles ne colorent plus sensiblement les lessives, on les plonge dans de grands cuviers remplis d'acide muriatique oxigéné; on agite de temps en temps ces matières, pour que toutes les parties soient également baignées par la liqueur, et que le blanchiment soit uniforme partout. Au bout de trois à quatre heures, lorsque la plus grande partie de l'action de l'acide muriatique est épuisée, on remet les fils, ou les tissus, dans la lessive alcaline, et on opère comme la première fois, et ainsi

alternativement, jusqu'à ce que ces matières cessent de s'y colorer.

Le nombre des immersions des toiles dans les lessives, varie suivant la grosseur des fils, ou des toiles, suivant la nature de la partie colorante, et la force des lessives alcalines et acides.

Les grosses toiles exigent plus de temps, et des liqueurs plus concentrées; elles se blanchissent plus facilement, lorsque les filasses ont été bien rouies, lorsque le fil n'a pas été trop tordu, et la toile trop serrée, parce que l'acide muriatique oxigéné les pénètre plus aisément jusqu'au centre.

Cependant on peut les fixer à cinq ou six pour les grosses toiles, et à trois ou quatre pour les toiles fines, batistes et cotonnades.

Lorsque les toiles ne se colorent plus dans les lessives bouillantes, on les frotte avec du savon noir dans de l'eau chaude : on les lave ensuite avec soin pour enlever toutes les parties du savon, et on les met dans un mélange de cinquante parties d'eau et d'une partie d'acide sulfurique.

Ce bain, légèrement acide, remplace le lait aigri qu'on a coutume d'employer dans les blanchisseries ordinaires : il donne aux toiles un blanc très-éclatant, qu'elles ne prendroient point sans cela; c'est en dissolvant une portion d'oxide de fer et de terre calcaire contenue dans les végétaux, ou même déposée sur les toiles par la lessive alcaline, qu'il produit cet effet. Il faut laver ces toiles avec beaucoup de soin, car s'il y restoit quelques portions d'acide sulfurique, elles brûleroient indubitablement la toile lorsqu'elle seroit sèche.

Le savonnage a pour objet d'effacer la couleur noire de

certains

certains fils, qui résistent plus fortement à l'action des lessives, et de donner conséquemment une couleur blanche plus uniforme aux tissus. Il a encore l'avantage de détruire l'odeur d'acide muriatique oxigéné qui, sans cette précaution se conserve longtemps dans les toiles, et leur donne, au bout d'un certain temps, une couleur rousse.

Il est rare qu'on puisse épuiser une lessive, dans un premier blanchissage, de tout ce qu'elle contient d'acide muriatique oxigéné, parce qu'il s'établit une espèce d'équilibre entre la matière colorante et l'acide muriatique pour l'oxigène; en sorte que, lorsqu'elle en est déjà en partie saturée, elle ne l'altère plus aussi fortement; et, d'une autre part, la quantité d'acide muriatique oxigéné diminuant dans l'eau, celle-ci le retient plus fortement et s'oppose encore au passage de l'oxigène dans la toile. Mais ces eaux peuvent servir à dégrossir de nouvelles toiles, principalement des toiles de coton, parce qu'il leur faut moins d'oxigène pour blanchir, et qu'elles paroissent avoir plus d'affinité avec ce principe.

Il en est de même pour les lessives alcalines; elles conservent toujours une portion d'alcali, qui n'agit point sur la matière colorante des végétaux; elles ne doivent cependant pas être rejetées comme inutiles; elles peuvent encore servir à enlever l'apprêt des toiles écrues. On peut aussi leur rendre une partie de leur action, en les faisant bouillir quelque temps avec un peu de chaux, ou bien en évaporant la dissolution à siccité, et en calcinant le résidu pour brûler les matières végétales qui en marquent les propriétés.

En examinant avec attention ce qui se passe dans l'o-

pération du blanchiment par l'acide muriatique oxigéné, *Berthollet* a reconnu qu'il y avoit analogie presque parfaite avec ce qui a lieu dans la même opération par les moyens ordinaires; dans l'un et l'autre cas en effet, c'est l'oxigène qui se fixe dans la matière colorante des végétaux, et qui la rend dissoluble dans les alcalis; il y a cette différence seulement, que l'on présente aux matières à blanchir l'oxigène plus concentré, en plus grande quantité sous le même volume, et que l'on fait en quelques jours ce qui demande plusieurs mois par les anciennes méthodes. Cette théorie est confirmée par un grand nombre d'expériences et d'observations. On savoit que le blanchiment des toiles et des fils se faisoit beaucoup mieux et plus promptement dans le printemps et l'automne que dans les autres saisons de l'année; que les arrosemens et la rosée de mai étoient très-favorables au blanchiment, surtout lorsqu'ils sont aidés des rayons du soleil. D'un autre côté, la chimie a trouvé que l'oxigène de l'acide muriatique ordinaire se combinoit réellement dans la substance végétale, et que cet acide repassoit à l'état d'acide muriatique ordinaire; que la matière colorante saturée d'oxigène, devenoit dissoluble dans les alcalis, d'où on peut la séparer toute entière, en faisant évaporer la lessive, et en la mêlant avec un acide; elle a trouvé de plus que la rosée de mai contient beaucoup d'oxigène, et que la lumière du soleil facilitoit la séparation de l'eau, et la combinaison avec les matières végétales.

Les toiles, les fils, les cotons, etc., blanchis par le nouveau procédé, ne le cèdent point en blancheur, ni en qualité aux mêmes marchandises blanchies sur le pré; on a même remarqué qu'elles avoient beaucoup plus de

force, mais qu'elles ne jouissoient pas, à la vérité, de cette douceur, de ce moëlleux qui plaisent aux marchands; cet agrément, qui est toujours au détriment de la force, leur est facilement donné; il suffit de les faire passer plusieurs fois sur un cylindre, ou un autre corps qui en use la surface.

Les personnes qui feront blanchir pour leur compte, et qui n'ont pas besoin de ce coup d'œil marchand, trouveront un grand avantage dans l'usage des toiles blanchies par ce procédé.

On a remarqué que ces toiles prenoient encore plus d'éclat par une exposition de quelques jours sur le pré; qu'elles conservoient plus constamment leur beau blanc; et qu'enfin elles perdoient complétement et sans retour, la légère odeur d'acide muriatique oxigéné qu'elles retiennent pendant quelque temps, lorsqu'on n'a pas pris les précautions indiquées plus haut.

Le procédé de *Berthollet* a, comme on voit, plusieurs avantages sur les anciens; il est prompt, économique, et surtout n'altère point la qualité des toiles, comme quelques personnes, conduites sans doute par l'intérêt, ont voulu le persuader; il a principalement le grand mérite de pouvoir être exercé dans un petit espace, et dans toutes les saisons de l'année.

Nous devons au cit. *Chaptal* la communication d'une nouvelle méthode pour blanchir le coton; *Voyez* pour le procédé, l'article *Soude*.

Quand on veut, dans le cours d'une leçon, donner aux élèves une idée de l'art du blanchissage, on fait l'expérience suivante:

On prend du fil écru, ou de la toile; on lui enlève la

partie colorante, en le faisant bouillir dans une lessive préparée avec vingt parties d'eau et une de potasse, qu'on peut rendre plus active avec un tiers de chaux; on plonge ensuite le fil, ou la toile, dans de l'acide muriatique oxigéné. Il faut avoir l'attention de remuer l'étoffe, et de la tordre; on la lave ensuite à grande eau, pour enlever l'odeur dont elle est imprégnée. On peut encore la passer dans une eau de savon.

Ou bien, on laisse, un instant, tremper dans l'acide muriatique oxigéné, quelques morceaux d'étoffes colorés, soit des échantillons de draps ou de toiles colorés, soit des fleurs, feuilles, etc.

L'acide muriatique oxigéné a aussi la propriété de blanchir la cire; telles que la cire verte d'Amérique, la cire jaune de la Louisiane, qui est un végétal huileux, et la cire jaune; mais il ne faut pas la diviser en lanières, comme on l'avoit fait dans le principe, car la cire restoit jaune dans son intérieur, parce que l'action de l'acide ne peut pénétrer jusqu'au centre.

Voici comment on fait l'expérience.

On coupe la cire par morceaux; on l'introduit dans un petit matras, dans lequel on met de l'eau : on pose ce matras sur un bain de sable, et l'on chauffe de manière à entretenir liquide la cire. On adapte au matras l'appareil, pour recueillir le gaz acide muriatique oxigéné. Sitôt que l'on fait passer ce gaz dans la cire liquide, ce gaz la saisit partout, et la blanchit; mais il faut modérer l'action du feu sous la cire, et même arrêter l'action de l'acide; car si l'on outre-passoit ce point, il y auroit une partie de la cire qui seroit brûlée et roussie : ce point est essentiel a saisir.

On peut se servir du même appareil pour épaissir une huile.

On peut aussi, d'après *Landriani*, blanchir la cire à l'aide de la vapeur de l'acide muriatique. Il suffit d'exposer la cire jaune rapée ou grattée en feuilles très-minces, sur une toile, au-dessus du niveau de la liqueur; on recouvre le tout d'un autre vase, pour éviter que le gaz ne se perde.

Chaptal s'est servi avec avantage du gaz acide muriatique oxigéné, pour blanchir le papier et les vieilles estampes; elles acquièrent, par ce moyen, une blancheur éblouissante.

D'après cette première idée du cit. *Chaptal*, plusieurs chimistes se sont occupés à présenter des procédés plus ou moins avantageux.

M. *Fabroni* a proposé de remplacer l'acide dont on se sert ordinairement par un autre acide préparé, en mettant 75 parties d'acide et 25 parties d'oxide de plomb dans des bouteilles de verre, qu'il laisse à la cave jusqu'au moment de l'employer; après quelques opérations préliminaires, il verse son acide ainsi préparé sur les gravures.

Le cit. *Roard*, professeur à l'école centrale du département de l'Oise, a fait connoître une méthode dont j'ai obtenu des succès constans. Voici son procédé:

On fait faire un petit tonneau cylindrique en bois blanc, d'un mètre de haut sur cinquante centimètres de diamètre, dont les cercles sont en bois. On y ajuste un couvercle fermant hermétiquement, et pouvant s'ôter à volonté; on le perce de deux trous qui doivent servir à y introduire l'acide muriatique oxigéné et l'eau; on

place un double fond intérieur sur lequel on décrit des circonférences concentriques décroissantes, avec des différences de trois centimètres. Dans les diamètres employés, on perce sur chacune de ces circonférences des trous dans lesquels on met verticalement des tubes de verre pleins, très-fins, arrondis à la lampe par leurs extrémités.

Avant de placer les gravures dans le tonneau, voici les opérations préliminaires qu'on leur fait subir :

On peut diviser en trois parties les estampes à blanchir, 1°. celles qui ont des taches d'huile ou qui sont grasses ; 2°. celles qui ont été collées sur toile, et dont le dos reste encore encollé ; 3°. celles enfin qui sont seulement fauves. Les deux premières parties peuvent être traitées en une seule opération, en les plaçant concentriquement dans un tonneau en bois blanc, que l'on remplit d'une lessive chaude et très-foible en potasse, qu'on peut même se procurer par la lixiviation des cendres : on les laisse dans cet état deux ou trois heures, suivant le besoin; alors on ouvre un robinet placé à son fond; l'eau s'écoule entièrement. Si les gravures ne garnissent pas le tonneau, il faut placer à son centre quelques tubes pour les soutenir; on met ensuite de l'eau claire, afin d'enlever les dernières portions de potasse qui contribueroient en pure perte à diminuer la quantité de l'acide muriatique oxigéné. On fait écouler l'eau; on les laisse un quart-d'heure s'égoutter, se raffermir; et on les place dans le tonneau destiné au blanchiment, au fond duquel on a adapté un tuyau en bois, à robinet, communiquant à un autre vase dont l'usage est de faciliter l'écoulement de la liqueur du premier.

On dispose les gravures dans les espaces décrits par les tubes, observant de commencer par les plus grandes, et de n'en placer qu'autant qu'elles ne soient pas trop pressées; le centre sert pour les plus petites : car, dans le cas où l'on voudroit les disposer autrement, lorsqu'on viendroit à les retirer, leurs parties se trouvant collées les unes contre les autres, les font déchirer en les développant.

On conserve parfaitement bien à la cave, dans des cruches de terre, l'acide muriatique oxigéné, pourvu qu'elles soient bien bouchées et lutées; on fait au bouchon de la cruche un petit trou destiné à recevoir un siphon, mais on doit avoir grand soin de le fermer avec du lut. Les choses ainsi préparées, lorsqu'on veut commencer l'opération, on ferme bien le tonneau avec son couvercle; on débouche le trou fait au bouchon de la cruche; on remplit un siphon d'eau; on y plonge un bout, et l'autre passe dans le tonneau par la première petite ouverture faite au couvercle. L'acide coule; mais comme il seroit trop concentré, et qu'il a besoin d'être affoibli à moitié, même pour les gravures les plus sales, on place dans le second trou un entonnoir dont le diamètre intérieur est proportionné à celui du siphon : on verse alors un volume d'eau égal à celui de l'acide, ou bien on a un second siphon double, dont le premier bout est adapté à la place de l'entonnoir, et le second se trouve plongé dans une cruche d'eau, de même capacité que celle de l'acide, et devant fournir une égale quantité d'eau. Le tonneau rempli, et le mélange couvrant les gravures, on enlève les deux siphons; on bouche les deux petits trous avec du lut : les choses peuvent rester dans cet état pendant

deux ou trois heures. Lorsqu'on juge les estampes blanches, on enlève le couvercle pour s'en assurer; on le remet aussitôt, si on les a trouvées aussi bien qu'elles puissent l'être. On ouvre le robinet pratiqué dans le tuyau communiquant au vase placé sous le tonneau, l'acide se dégage ; et pour ne pas avoir l'odeur dont elles sont imprégnées, on le remplit de nouveau d'eau claire, qu'on laisse un quart-d'heure : on la fait écouler, on enlève le couvercle, et elles doivent rester encore un quart-d'heure : dans cet état, afin qu'elles puissent se raffermir un peu ; on les retire en les prenant une à une par les deux bouts, et cela avec le plus grand soin, observant de ne les presser que très-légèrement entre le pouce et le doigt de chaque main, car les mouvemens violens et les efforts pourroient les déchirer. On les place sur des claies recouvertes de linge blanc qui enlève sur le champ une partie de l'eau, ou bien on les lave en sortant du baquet, les disposant sur des marbres inclinés, ou sur des chassis de toile blanche fort claire ; on fait couler dessus beaucoup d'eau avec de grosses éponges. Cette opération est fort essentielle, car les gravures jaunissent quelquefois quand elles n'ont pas été assez lavées : après cette opération, on les met sur des tables garnies de serviettes, ou sur des cartons dans un endroit qui ne soit pas trop exposé aux rayons du soleil, ou à un trop grand courant d'air; et lorsqu'elles sont encore humides, on les met entre deux feuilles de papier de soie, sur lesquelles on place deux morceaux d'étoffes de laine ou de coton, de même grandeur : on les dispose ainsi les unes sur les autres, on les met en presse : il faut les y laisser passer la nuit ; le lendemain on les retire et on les trouve de la plus grande beauté. On doit avoir soin

de les exposer ensuite au soleil, afin de les avoir parfaitement sèches. Il arrive quelquefois que, malgré toutes les précautions, il reste sur le dos de celles qui étoient encollées, des taches jaunes qui n'existoient pas avant leur blanchiment : cela provient de ce que la colle ayant été faite avec de la farine, ou une fécule contenant du gluten, l'eau bouillante n'a pu dissoudre cette substance que l'acide muriatique oxigéné a jauni : on peut les enlever en versant dessus quelques gouttes d'acide sulfureux, s'il n'y a que quelques endroits qui en soient marqués, ou bien, si elles le sont trop, les plonger dans cet acide.

L'encre ordinaire disparoît par l'action de cette substance gazeuse ; mais celle d'imprimeur n'en peut souffrir aucune atteinte.

Dans certaines papeteries, on s'en sert pour blanchir les chifons, et l'on y gagne, quoique cela soit plus dispendieux, parce qu'on évite le déchet du pourrissage, qui est considérable et l'opération très-longue, puisqu'il faut six mois; un autre avantage, c'est que les ouvriers ne sont pas incommodés par les vapeurs des pourritures.

On se sert encore de cet acide pour emporter les fonds garancés de dessus les toiles peintes, au lieu du pré et de l'opération par la bouse de vache ; mais il faut prendre bien garde d'altérer les autres couleurs, en sorte que l'emploi de ce moyen est en cela des plus dangereux : on parviendra sans doute à parer à ces inconvéniens : déjà *Berthollet* a fait à Jouy d'heureuses expériences à ce sujet.

Cet acide brûle très-bien le soufre, à une température convenable; car, à la température ordinaire, le soufre

a plus d'affinité avec l'oxigène, que n'en a, à cette température, l'acide muriatique.

A cet effet, on met du soufre en poudre dans une fiole à médecine; on verse dessus de l'acide muriatique oxigéné, et l'on chauffe.

Le soufre se convertit en acide sulfurique, et l'on en reconnoît la présence par le muriate de barite, ou par le nitrate d'argent; il se fait du muriate d'argent.

En chauffant, on peut encore reconnoître la présence de l'acide sulfurique; l'acide muriatique se volatilise, et l'acide sulfurique reste à nu.

On peut faire la même expérience avec le phosphore. Si l'on chauffe une dissolution de phosphore dans de l'acide muriatique oxigéné, l'acide muriatique se dégage, et l'acide phosphorique reste fixe.

L'oxigène de l'acide muriatique oxide les métaux; l'acide muriatique qui se forme par le dégagement de cet oxigène, s'empare de l'oxide du métal ainsi oxidé : en effet, l'acide muriatique est un de ceux qui ont le plus d'attraction pour les oxides métalliques.

L'acide muriatique oxigéné a la propriété de dissoudre l'or : on peut aisément se convaincre de cette vérité, en mettant dans de l'eau saturée de ce fluide aériforme quelques feuilles d'or battu, elles ne tarderont pas à s'y dissoudre.

On a employé le gaz acide muriatique oxigéné pour purifier l'air des prisons, des hôpitaux, afin de brûler les miasmes.

On pourroit aussi détruire l'odeur des appartemens peints à l'huile, en dégageant de ce gaz acide.

Pour conserver cet acide, il faut le mettre dans des

flacons collés à l'extérieur de papier noir, afin d'éviter le contact de la lumière qui le décomposeroit.

§. X I.

Acide fluorique.

C'est à *Schèele* que nous devons la connoissance de cet acide.

On lui a donné ce nom, parce qu'on le retire d'une espèce de sel neutre terreux, connu sous le nom de *spath fluor*, *fluate de chaux*.

Comme l'acide fluorique dissout le verre, et qu'il le réduit à l'état de gaz, à l'aide d'une chaleur légère, il est nécessaire, lorsqu'on veut l'avoir pur, d'employer, pour cette opération, des vaisseaux de métal, sur lequel ni lui, ni l'acide sulfurique n'exercent que peu d'action; le plomb, parmi les métaux connus, est celui qui réunit ces conditions.

Pour obtenir l'acide fluorique, seul et dégagé de toute combinaison, on met une partie de fluate de chaux, réduit en poudre dans une cornue de plomb; on verse dessus trois parties d'acide sulfurique, et l'on adapte à la cornue un récipient également de plomb, à moitié rempli d'eau. On fait cette opération au bain-marie; à cet effet, on met la cornue dans un vase de cuivre, ou de fer, contenant de l'eau, ou dans un bain de sel. On donne une chaleur douce, et l'acide fluorique est absorbé par l'eau du récipient, à mesure qu'il se dégage.

Comme cet acide est naturellement sous forme de gaz,

au degré de chaleur et de pression dans lequel nous vivons, on peut le recueillir dans cet état. Ainsi, au lieu d'un récipient, on adapte à l'orifice de la cornue un tube en plomb recourbé, dont l'extrémité plonge dans la cuve à mercure.

Quand on prépare cet acide avec un appareil en verre, on se sert d'une cornue à laquelle on adapte un tube qui va plonger dans un flacon, dans lequel on met de l'eau distillée.

Cet acide, ayant la propriété de dissoudre le verre, s'empare de la silice qui paroît sous la forme de flocons blancs.

Il faut avoir l'attention d'employer des tubes bien larges, surtout quand on opère avec le verre; car, faute d'un passage suffisant, l'acide gazeux se comprime dans la cornue, et son action sur le verre est augmentée, en sorte que la cornue est plutôt percée.

La silice se dépose dans l'eau, parce que l'eau a plus d'affinité avec l'acide, que l'acide n'en a pour la silice.

Gaz acide fluorique.

Si l'on conserve de ce gaz sous une cloche de verre, il dissout la silice.

Si l'on y plonge une bougie éteinte, elle fait champignon; c'est que l'eau qui sort de la mèche, dissout de l'acide chargé de silice, qui l'environne, et la terre siliceuse se précipite de cette dissolution sur la mèche.

Ce gaz est invisible comme l'air, et plus pesant que lui; il éteint les bougies en verdissant sensiblement leur flamme, tue les animaux, rougit les couleurs bleues vé-

gétales, a une odeur pénétrante, qui approche de celle du gaz acide muriatique.

Il ronge la peau; la lumière n'y fait éprouver aucune altération.

Le calorique le dilate, sans en altérer la nature. En contact avec l'air, il répand des fumées blanches, dues non-seulement à la condensation de l'acide par l'eau, mais encore à la précipitation de la terre qu'il contient, par l'union de ce liquide.

Les corps combustibles simples n'éprouvent aucune altération de la part de ce gaz.

Il est absorbé lentement par les oxides métalliques; si l'on y ajoute de l'eau, il y a une combinaison plus prompte et plus facile.

Si l'on expose à la vapeur de ce gaz, dans des vases de verre, des animaux, des éponges un peu mouillées, du charbon, etc. l'acide se dissout dans l'humidité qu'ils contiennent, et la silice se précipite sur ces substances.

On peut donner ainsi l'apparence d'une pétrification à des lézards, des vers humides, des fruits mouillés, etc.; tous ces objets, ainsi revêtus d'une couche exacte et très-dure, se conservent très-bien.

Si l'on fait la même expérience dans un vase de métal, la même pétrification n'a pas lieu.

Il résulte donc que la substance terreuse, qui se précipite par le contact du gaz acide fluorique et de l'eau, n'est autre chose qu'une portion du verre qui est attaquée et véritablement dissoute par l'acide aériforme.

Acide fluorique liquide.

Dans une cloche pleine de gaz acide fluorique, et reposant sur le mercure, faites passer un peu d'eau au-dessus de la surface de ce fluide métallique.

Il y a de la chaleur produite, et le mercure remonte dans la cloche.

Souvent aussi, quand on fait passer ce gaz dans de l'eau, la silice se précipite en une pellicule quartzeuse; chaque bulle d'acide touchant l'eau, est de suite enveloppée de silice, et laisse en son chemin, pour monter sur l'eau, une trace en forme de tubes, que *Priestley* a appelés *des tuyaux d'orgue*, qui diminuent en pointe vers le haut, parce que la bulle diminue à mesure que l'eau la dissout, et que la silice en est ainsi enlevée.

La silice, d'abord déposée dans les vases, est bientôt après redissoute par excès d'acide, à mesure que l'eau se sature; car l'eau d'abord peu saturée d'acide, n'a pas la force de tenir la silice en dissolution.

Bergman a obtenu du fluate de silice cristallisé.

Lorsqu'on fabrique de l'acide fluorique dans des vaisseaux de verre, on a ainsi de la silice déposée, puis redissoute par la réaction de l'acide; c'est un vrai fluate de silice, au lieu d'acide fluorique pur.

Les alcalis peuvent être employés pour reconnoître la présence de la silice.

La saveur de cet acide dissous dans l'eau, a le goût de l'acide sulfurique étendu d'eau, ou du vinaigre. Il est plus lourd que l'eau; il a une saveur très-aigre et âcre, mais jamais caustique. Il rougit les couleurs bleues végétales sans les aviver comme l'acide muriatique.

Une dissolution d'acide fluorique dans l'eau, étant exposée au feu, une partie de l'acide se volatilise; mais les dernières molécules tiennent si fort, que l'eau et le reste de l'acide, se volatilisent au feu, si l'on force la chaleur.

On conserve cet acide dans des flacons, dont les parois sont enduits avec de la cire fondue dans de l'huile, ou dans des vases de plomb, ou de platine.

Cette propriété de corroder le verre, dont jouit le gaz acide fluorique, a fait imaginer à *Puymaurin*, de graver sur le verre, par le moyen de cet acide, comme on grave sur le cuivre, par le moyen de l'acide nitrique; mais il faut employer l'acide bien pur, car, s'il est souillé de silice, il ne mordra pas sur le verre.

Quand on veut graver avec cet acide, on enduit une plaque de verre de cire fondue dans de l'huile, on en recouvre toute la surface; on trace ensuite avec une pointe métallique, sur la cire, des lettres ou autres objets, et l'on expose cette plaque à la vapeur du gaz acide.

Le cit. *Guyton* a su tirer parti de cette propriété, pour graver des étiquettes sur des flacons, surtout sur ceux dans lesquels on met des acides, dont les étiquettes en papier sont toujours brûlées.

Les élémens de cet acide nous sont encore parfaitement inconnus.

Acide boracique.

Humberg, médecin allemand, est le premier qui ait fait connoître cet acide; il le nomma *sel sédatif*, *sel narcotique*.

On retire cet acide du borate sursaturé de soude, ou borax du commerce.

Pour extraire cet acide du borax, on prend une dissolution saturée de ce sel, à chaud, et filtrée; on y verse peu-à-peu de l'acide sulfurique.

Quand on verse cet acide, il faut aller doucement, car il se produit un vif dégagement de calorique, qui, réduisant subitement l'eau en vapeurs, occasionne du bruit, pétille et feroit explosion : il faut aussi avoir soin de mettre assez d'acide, jusqu'à ce que la liqueur acquière une légère acidité.

L'acide sulfurique s'empare de la soude, et l'acide boracique se précipite par refroidissement en petites paillettes très-blanches.

Si l'on veut obtenir cet acide par sublimation, on met dans une cornue, ou une cucurbite de verre, recouverte de son chapiteau, du borax, avec de l'acide sulfurique et un peu d'eau : et l'on chauffe ce mélange jusqu'à le faire fondre; à la faveur de l'eau, une partie de cet acide, séparée du borax par l'acide sulfurique, s'élève en vapeurs, qui se condensent et se déposent, en refroidissant, dans la partie supérieure de l'appareil, sous la forme de petites lames argentines très-brillantes.

Pour le purifier, on le dissout à chaud, et il cristallise.

On le lave aussi à l'eau distillée froide, afin d'enlever du sulfate acide de soude, qui y reste mêlé dans le lavage.

Cet acide est ductile sous la dent, rougit les couleurs bleues végétales, n'a pas d'odeur, et n'est point altéré par la lumière.

Il se boursoufle au feu; c'est l'eau de cristallisation qui se dégage : dans cet état, on le nomme acide boracique calciné.

Poussé au feu, il se fond, et fait un verre blanc solide, pourvu

pourvu qu'il ait été fait dans un creuset d'argile blanche; car, si le creuset étoit coloré, le verre le seroit aussi. Ce verre s'efleurit à l'air.

Ce verre sert à la composition des pierres précieuses fausses.

Si l'on fait dissoudre ce verre dans l'eau, après l'avoir réduit en poudre, il se cristallise en paillettes.

Ce verre est d'une grande fixité, il ne s'en volatilise pas; mais il altère le creuset, ce qui prouve qu'il est en fusion, il faut aussi qu'il soit bien sec. Cette fixité a fait croire que c'est un corps composé, car on a remarqué que les corps simples sont en général plus volatils.

L'acide boracique n'éprouve aucune altération à l'air, les paillettes y demeurent brillantes et nacrées. Il en est de même avec le gaz oxigène, le gaz azote et les corps combustibles. Cet acide est soluble dans l'eau; il faut environ douze parties d'eau froide sur une d'acide. Dans l'eau chaude, il n'en faut que trois ou quatre, et c'est ce moyen que l'on emploie pour l'obtenir cristallisé.

Si on le distille avec l'eau, il se volatilise; mais il faut qu'il ait la consistance d'une bouillie: car, noyé dans une dissolution aqueuse, il ne s'en volatiliseroit rien.

Il paroît que la sublimation ne peut avoir lieu que lorsque la chaleur passe 80 degrés, ce qui ne peut arriver que pour un corps presque solide, et non pour un liquide, aqueux, ou peu saturé.

Cette expérience prouve que des corps fixes, lorsqu'ils sont purs, deviennent volatils, s'ils sont unis à des matières qui jouissent de cette propriété à un certain degré; et que, dans ce cas-ci, l'eau paroît exercer sur l'acide boracique une forte attraction.

L'acide boracique peut servir, comme le borax, dans les arts de l'orfévre et du jouaillier, pour aider la fusion, entretenir le ramollissement, et recouvrir les surfaces des petites pièces d'or ou d'argent que l'on soude; mais en général, on préfère le borax.

En minéralogie, on s'en sert pour favoriser la fusion des fragmens de pierres au chalumeau.

Le cit. *Fabroni*, de Florence, d'après des recherches qui lui sont particulières et qui nous sont encore inconnues, regarde cet acide comme une modification de l'acide muriatique. Ce célèbre physicien prétend qu'on peut le fabriquer entièrement avec cet acide, et que l'acide boracique se forme vraisemblablement par la naissance même de cette modification muriatique dans l'eau des lacs de Toscane.

Jusqu'à ce que l'on connoisse les expériences du cit. *Fabroni*, nous sommes forcés de ranger cet acide dans la classe des inconnus chimiques.

CHAPITRE VI.

Substances terreuses.

La nature nous présente les terres toutes formées. On ne connoît point aujourd'hui de terre élémentaire, et au lieu d'une, on a trouvé plusieurs substances terreuses, qui auroient toutes autant de droit pour être nommées des élémens; puisque chacune entre dans la composition de beaucoup de corps.

Les terres sont des substances solides généralement beaucoup plus pesantes que l'eau, plus ou moins dures,

inodores quand elles sont pures, ayant leur affinité marquée avec les autres substances, soit simples, soit composées; difficilement fusibles, et inaltérables au feu.

Parmi les terres connues il en est plusieurs qui se rapprochent des matières alcalines. Nous désignerons ces dernières par le nom de *terres alcalines;* elles se rapprochent en effet des alcalis par beaucoup de propriétés; mais elles en diffèrent aussi par d'autres.

Nous aurons donc six terres pures, la silice, l'alumine, la glucine, la zircone, la gadolinite et l'agustine.

Quatre terres alcalines, la magnésie, la chaux, la barite et la strontiane.

M. *Humbold* avoit annoncé que non seulement la terre végétale, mais aussi l'argile, tirée d'une grande profondeur de la terre, et surtout les terres simples, avoient la propriété d'enlever tout l'oxigène à l'air atmosphérique, par le simple contact. L'alumine, la barite et la chaux, humectées, suivant cet habile physicien, avoient mis à nud de l'azote tout pur.

Cela auroit été un nouveau moyen eudiométrique, plus actif que le phosphore et le sulfure de potasse; mais le cit. *Berthollet*, qui a répété les expériences de M. *Humbold*, ne les a pas trouvé exactes; il n'a jamais pu réussir à décomposer l'air atmosphérique.

PARAGRAPHE PREMIER.

Silice.

Cette terre ne se rencontre jamais pure; pour l'avoir dans cet état, on réduit en poudre des cristaux transparens de quartz; on les met dans un creuset, avec quatre

parties de potasse, et l'on pousse au feu jusqu'à fondre la matière. On la dissout ensuite dans l'eau distillée; on y ajoute de l'acide sulfurique, qui s'empare de la potasse, et la silice se précipite: on la lave avec de l'eau jusqu'à ce que l'eau de lavage soit insipide; alors on la fait sécher.

Il est nécessaire de mettre un léger excès d'acide, afin de séparer toutes les terres étrangères.

Quand on sépare la silice par l'acide sulfurique, on observe que la liqueur devient tout à coup solide, par rapport à l'absorption de l'eau de cristallisation nécessaire au nouveau sel qui vient de se former.

Il se passe encore un autre phénomène bien singulier, dont voici le résultat:

Si, dans ce mélange de sel et de silice, l'on verse un excès assez considérable de l'acide combiné avec la potasse, la silice s'y dissout, et quelque quantité de cet acide ou de tout autre qu'on y ajoute, on n'obtient plus de précipité. Les chimistes sont partagés sur l'explication de ce phénomène. La plus grande partie croit que cette dissolution a lieu dans l'eau, au moyen de l'extrême division à laquelle le sel ou l'excès d'acide a amené la silice. Cette ténuité des molécules de la silice et la condensation de l'eau par l'acide qui rend la combinaison de l'acide avec l'eau d'une pesanteur spécifique plus grande que la silice, peut faire que la dissolution ait lieu à la faveur de cette ténuité des molécules siliceuses; cependant, si la chose se passoit ainsi, il faudroit, qu'en ajoutant une grande quantité d'eau, la silice reparût, ce qui n'a pas lieu.

Il y a encore un autre moyen de se procurer de la silice très-pure; c'est celle que l'on sépare de l'acide fluorique. En traitant cet acide, nous avons décrit la manière de l'obtenir.

Beaucoup de pierres contiennent la silice en grande quantité; tels sont 1°. le cristal de roche; 2°. le quartz; 3°. la calcédoine, agathe; 4°. jaspe; 5°. calcédoine et jaspe, pierre agathine; 6°. pechstein; 7°. silex; 8°. schiste siliceux; 9°. gemmes siliceuses; 10°. lazuli; 11°. feld-spath; 12°. jade; 13°. schorl; 14°. talc stéatite, 15°. assemblage sans ciment, granite; 16°. porphire; 17° roche cornée; 18°. brèches siliceuses; 19°. grès; 20°. argiles siliceuses; 21°. corps organiques silicifiés.

La silice pure a une rudesse et une aspérité singulières au toucher.

Elle est dépourvue de gluant, et ses molécules, délayées dans de l'eau, se précipitent avec une facilité extrême.

Elle n'a ni saveur ni odeur; elle est toujours transparente jusques dans ses dernières molécules.

Sa pesanteur spécifique est de $2\frac{6}{10}$ à $2\frac{7}{10}$.

Seule, elle est infusible au feu; mais elle se fond à l'aide du borax et des alcalis.

Au chalumeau, elle ne se fond pas.

Point altérable à l'air.

La silice est indissoluble dans l'eau, par les moyens chimiques.

Elle en absorbe une partie et la refrange, et prend une forme régulière : tel est le cristal de roche.

La silice s'unit aux acides phosphorique, boracique et fluorique; par la fusion, il en résulte un verre coloré.

L'acide muriatique a la propriété de tenir en suspension la silice; mais elle se précipite, sitôt que l'acide est en contact avec le calorique.

Aucune action de la part des autres acides.

§. II.

Alumine.

L'alumine a été ainsi appelée, parce qu'elle fait la base de l'alun.

Quelques auteurs l'ont aussi appelée argile ; on ne la rencontre jamais pure dans la nature.

Elle est contenue en grande quantité, 1°. dans le spath adamentin; 2°. carbonate d'alumine; 3°. argiles; 4°. terres bolaires; 5°. terres à foulon; 6°. marnes argileuses; 7°. schistes; 8°. gemmes orientales; 9°. gemmes non orientales; 10°. gemmes électriques par chaleur; 11°. sulfate d'alumine; 12°. roches mèlées alumineuses.

Pour avoir de l'alumine pure, on fait fondre dans de l'eau de l'alun du commerce, ou sulfate acide d'alumine et potasse on y ajoute une dissolution de potasse, ou de carbonate de potasse, et préférablement de l'ammoniaque liquide : il se forme un précipité blanc très-abondant. On chauffe un peu le mélange.

On préfère l'ammoniaque, parce qu'elle n'a pas la propriété, comme les autres alcalis, de redissoudre l'alumine, si l'on en a mis en excès.

On filtre ensuite la liqueur, et il reste sur le filtre une masse blanche qu'on lave plusieurs fois, afin de lui enlever les matières salines qu'elle auroit pu retenir.

Il faut observer que, pour avoir l'alumine pure, il ne suffit pas de la précipiter de l'alun par l'ammoniaque; il faut reprendre le précipité par l'acide nitrique, et le chasser par le calorique. Si l'on y soupçonne un peu d'acide sulfurique, on redissout l'alumine par l'acide ni-

trique ; on précipite l'acide sulfurique par le nitrate de barite, et on détruit encore une fois l'acide nitrique.

L'alumine est blanche, opaque, douce au toucher, sans saveur, happant à la langue : sa pesanteur spécifique est moindre que celle de la silice, car elle ne passe pas au-delà de 2 $\frac{2}{10}$ à 2 $\frac{3}{10}$.

Elle se dessèche au feu, se resserre, prend du retrait, et y contracte une telle dureté, qu'elle fait feu au briquet.

C'est cette propriété de prendre du retrait au feu, qui l'a fait employer par *Wedgwood*, pour construire ses pièces pyrométriques, dont nous avons parlé. (Leçon sur le calorique.)

Lorsqu'elle est bien cuite, elle n'est plus susceptible de se délayer dans l'eau.

Lavoisier a prouvé que l'alumine pure est susceptible de prendre une fusion pâteuse par un courant d'oxigène ; alors elle coupe le verre comme les pierres précieuses, et se laisse difficilement entamer par la lime.

Elle absorbe l'humidité contenue dans l'atmosphère, et un peu d'acide carbonique.

L'alumine a la propriété de faire pâte avec l'eau ; elle se laisse mouler avec facilité.

Elle s'unit à la plupart des acides.

Elle prend une grande dureté par son mélange avec l'eau et la silice.

Elle est employée dans une foule d'arts ; elle forme la base des poteries, depuis la brique jusqu'à la porcelaine.

Inconnue dans sa nature intime.

§. III.

Zircone.

Klaproth a annoncé l'existence de cette terre dans le zircon ou jargon de Ceylan. Le cit. *Guyton* l'a ensuite trouvée dans l'hyacinthe de France. Cette terre est celle qui se rapproche le plus de la silice, par ses propriétés extérieures.

Pour extraire cette terre, on prend des hyacinthes de Ceylan bien pulvérisées; on les mêle avec huit à neuf parties d'alcali; on projette le mélange dans un creuset rougi, cuillerée par cuillerée, ayant soin de n'ajouter de nouvelles quantités de mélange, que lorsque les premières sont fondues : quand tout est en fusion, on donne un bon coup de feu, qu'on soutient au même degré pendant une heure et demie, et plus, suivant la quantité des matières; après, on laisse refroidir le creuset, on le brise, on réduit la matière en poudre, et on la fait bouillir avec de l'eau de fontaine, dans une chaudière de plomb : on laisse déposer la matière; on décante la liqueur éclaircie, et on continue de laver ainsi la terre, jusqu'à ce que l'eau de lavage ne produise plus de précipité dans la dissolution de muriate de barite.

La masse, ainsi lavée, on la délaie dans vingt pintes d'eau, et l'on verse par-dessus de l'acide muriatique pur, jusqu'à ce qu'il y en ait un excès sensible au goût, et on fait bouillir, pendant un quart d'heure, ces substances dans une chaudière de plomb.

La dissolution achevée, on filtre la liqueur; on la fait

évaporer à siccité, dans des vases de la même matière, pour en séparer les portions de silice, que l'acide muriatique auroit pu dissoudre. On redissout le sel dans une quantité d'eau; on filtre de nouveau, et l'on précipite la zircone avec le carbonate de soude pur. Alors, la zircone se trouve combinée avec l'acide carbonique, qui conserve, en se desséchant, une couleur plus blanche que la zircone pure.

Cette terre calcinée a une couleur blanche, très-pesante, rude au toucher comme la silice, point de saveur, ni de dissolubilité dans l'eau, mais formant une espèce de gelée avec elle.

Sa pesanteur spécifique va jusqu'à 4300, l'eau étant 1000.

Seule, elle ne se fond pas au chalumeau.

Avec le borax, elle se fond, et donne un verre transparent sans couleur.

Séparée de ses dissolutions par les alcalis caustiques, elle retient, en se desséchant à l'air, une grande quantité d'eau qui lui donne la transparence et l'aspect de la gomme arabique, légèrement jaune, dont elle présente même la cassure vitreuse; cette quantité d'eau augmente son poids d'environ un quart.

Poussée à un feu violent, la zircone se fond; elle prend une couleur légèrement grise, et une dureté telle, qu'elle fait feu au briquet, et qu'elle raie le verre le plus dur.

Elle s'unit aux acides et forme des sels, dont les uns sont insolubles, et les autres très-solubles.

On ne connoît point l'action de cette terre sur la silice, l'alumine; cependant le cit. *Fourcroy* annonce qu'un mélange de ces trois terres est plus susceptible de se ramollir au chalumeau, qu'elles ne le font deux à deux.

Elle a, avec la strontiane, la propriété de donner une flamme purpurine.

Elle s'unit très-bien avec l'oxide de fer; de cette union résulte le précipité qu'elle donne avec l'acide gallique; ce qui le prouve, c'est que le même phénomène a lieu avec l'hidrogène sulfuré, et que les métaux sont les seuls qui jouissent de cette dernière propriété.

La zircone est inconnue dans sa composition.

§. IV.

Glucine.

C'est à *Vauquelin* que l'on doit la découverte de cette terre; il l'a trouvée dans l'aigue-marine, ou béril, et dans l'émeraude. Pour l'obtenir, on prend du béril que l'on réduit en poudre; on fond 300 parties de cette poudre avec 300 parties de potasse caustique, et l'on dissout la masse résultante dans l'acide muriatique.

On fait évaporer la dissolution jusqu'à siccité, en ayant soin de remuer la matière sur la fin de l'opération; on délaye ensuite le résidu dans une grande quantité d'eau, et on filtre : la silice est séparée et obtenue à part, à l'aide de ce premier moyen. On précipite la liqueur filtrée, qui contient les muriates d'alumine et de glucine, par le carbonate de potasse. On lave bien le précipité, et on le dissout dans l'acide sulfurique; on mêle à la dissolution une certaine quantité de sulfate de potasse, et on la fait évaporer pour obtenir l'alun cristallisé. Lorsque, par une nouvelle addition de sulfate de potasse, et par une nouvelle évaporation, la liqueur ne donne plus d'alun, on y verse une dissolution de carbonate d'ammoniaque

en excès, et on l'agite beaucoup; la glucine, après s'être déposée, se dissout à l'aide de ce sel excédant, et le peu d'alumine qui pouvoit y être mêlée reste précipité, sans se dissoudre. Après quelques heures, lorsqu'on aperçoit que, par une nouvelle addition de carbonate d'ammoniaque, ainsi que par l'agitation, le précipité alumineux ne diminue plus de volume, on filtre la liqueur; on la fait bouillir dans un matras de verre ou dans une capsule de porcelaine : à mesure que le carbonate s'évapore, il se précipite une poussière blanche, grenue, qui est du carbonate de glucine, dont on sépare facilement l'acide carbonique, en la faisant rougir légèrement dans un creuset : on obtient ainsi de la glucine pure. On obtient environ 16 pour 100 du béril employé.

Le nom de glucine a été adopté par les auteurs de la Nomenclature méthodique, et des Annales de chimie, pour désigner d'après son étymologie grèque de γλυκυς, doux, la propriété de faire des sels sucrés avec les acides.

Cette terre est blanche, insipide, insoluble, happant à la langue, phosphorescente comme la magnésie.

Au feu, elle est infusible.

Elle est soluble dans les alcalis fixes, et insoluble dans l'ammoniaque.

Elle est soluble dans le carbonate d'ammoniaque, avec lequel elle forme un sel triple.

Soluble dans presque tous les acides, et difficilement dans les acides carbonique et phosphorique, formant avec eux des sels sucrés, et légèrement astringens.

Très-soluble dans l'acide sulfurique, en excès.

Fusible dans le borax, et formant avec lui un verre transparent, sans couleur.

Absorbant $\frac{1}{4}$ de son poids d'acide carbonique.

Décomposant les sels alumineux.

Non précipitée par les hidro-sulfures bien saturés.

Pour combattre le préjugé, toujours défavorable aux nouveautés, qui vouloit que cette terre ne fût qu'une modification d'une de celles qu'on connoissoit déjà, on peut démontrer qu'elle ne ressemble à aucune d'elles.

Elle diffère de la silice, qui ne forme pas des sels avec l'acide sulfurique; la sensation, au toucher, est bien différente de l'alumine, parce qu'avec l'acide sulfurique, elle donne des sels cristallisables, sans addition de potasse : de la chaux, de la barite, de la strontiane et de la magnésie, par la saveur âcre de ses substances, qui ne lui appartient pas; elle n'est pas précipitée de l'acide muriatique par l'ammoniaque.

On ignore encore à quel usage cette terre pourra servir dans les arts. Si on la découvre, dit le cit. *Vauquelin*, plus abondamment par la suite, dans des combinaisons d'où il soit facile de la séparer, elle trouvera beaucoup d'applications utiles, soit dans les arts, soit en chimie, soit enfin pour la médecine.

Déjà il a reconnu qu'elle a pour les substances végétales et animales une affinité assez marquée, de manière qu'il est très-probable qu'elle pourra servir, comme l'alumine, de mordant pour la teinture. La saveur sucrée et légèrement astringente de ses combinaisons salines, ne permet guères de douter qu'elle ne jouisse de quelque propriété salutaire pour l'économie animale; et dans ce cas, ce seroit peut-être le médicament le plus agréable qui ait jamais existé par sa saveur agréable.

§. V.

L'Ytterby ou Gadolinite.

Cette substance a été découverte à Ytterby, en Suède. M. *Gadolin* y reconnut en 1794 l'existence d'une nouvelle terre, ce qui a été confirmé depuis par l'analyse que M. *Ekeberg* a faite de cette même substance, à laquelle il a donné le nom de *gadolinite*, qui rappelle l'auteur de la découverte; et quant à la nouvelle terre, il la appellée *Yttria*, nom dérivé de celui du pays où a été trouvé le minéral qui la renferme.

La gadolinite a une couleur d'un noir assez parfait; la cassure est imparfaitement conchoïde; elle est éclatante, et son éclat est vitreux. Sa pesanteur spécifique, trouvée par le cit. *Haüy*, est de 4,0497 plus forte que celle de cette lave, environ dans le rapport de 5 à 3; mais elle est moindre que celle de l'urane sulfuré noir, dit *Pechblende*, dans le rapport de 2 à 3. De plus, la gadolinite, suivant les observations du cit. *Leliévre*, exposée au feu du chalumeau, décrépite et lance des particules qui paroissent enflammées; mais si l'on a pris la précaution de la faire rougir dans la flamme de la bougie, elle ne décrépite pas; elle devient d'un rouge terne mêlé de blanc, se fendille et ne se fond point, à moins que le fragment ne soit très-petit; enfin la gadolinite a une action très-sensible sur le barreau aimanté; mais le cit. *Haüy* ne lui a point reconnu de pôles.

M. *Ekeberg* avoit retiré de la gadolinite 47,5 d'yttria, 25 de silice, 18 de fer, 45 d'alumine; perte 5. M. *Klaproth* par ses analyses, a trouvé la gadolinite composée de silice

21,15, oxide de fer 18, yttria 59,75, et alumine 0,50. Le cit. *Vauquelin* a répété cette analyse, et a examiné la terre particulière qu'il en a obtenue. Voici le résultat du travail de ce chimiste, tel qu'on le trouve décrit dans l'ouvrage du cit. *Fourcroy*.

Si l'on chauffe cette terre avec le borax, elle se fond, et donne un bouton d'un jaune violâtre. Au creuset elle perd 0,08 de son poids, et devient rouge comme de l'ocre.

Les acides puissans l'attaquent et la réduisent en une espèce de gelée grisâtre : cette gelée, évaporée à siccité et lavée, laisse la silice en poussière ou blanche. La partie dissoute contient le fer et la terre nouvelle; l'acide nitrique laisse déposer et séparer par l'évaporation la silice et l'oxide de fer. La dissolution nitrique de la terre qui reste après le lavage de la matière évaporée, est mêlée d'un peu de chaux et de manganèse; l'ammoniaque en sépare la terre cherchée avec un peu de manganèse. En redissolvant ces deux substances par l'acide nitrique, on en sépare le manganèse par l'hidro-sulfure de potasse qui laisse la terre; on obtient celle-ci par l'addition de l'ammoniaque. Par ces procédés; ainsi que par la fusion avec la potasse, la dissolution dans l'eau, l'évaporation qui sépare le manganèse et le traitement successif par l'acide ninitrique, le cit. *Vauquelin* est parvenu à trouver dans l'ytterby, ou la gadolinite, les matières suivantes : silice 25,5, oxide de fer 25, yttria 35, oxide de manganèse 2, chaux 2, Perte 10,5 en acide carbonique et en eau.

Propriétés de l'Yttria.

Cette terre est blanche et fine; elle n'a ni saveur ni odeur; elle est infusible.

Le borax la dissout et en forme un verre blanc lorsqu'on n'en a pas mis un excès.

Elle n'est pas sensiblement soluble dans les alcalis fixes caustiques, ce qui la distingue de l'alumine et de la glucine, qui s'y combinent très-facilement et en grande quantité.

Elle est soluble dans le carbonate d'ammoniaque, mais cinq à six fois moins que la glucine.

Elle se combine rapidement et avec chaleur à l'acide sulfurique, et il se précipite tout à coup un sel en grains brillans, peu dissolubles dans l'eau.

Le sulfate d'yttria a d'abord une saveur astringente, et ensuite doux comme un sel de plomb : Cette propriété, quoiqu'analogue à celle de la glucine, en diffère assez pour ne pas les confondre.

Sa combinaison avec l'acide nitrique a une saveur plus marquée ; ce sel est très-déliquescent, il cristallise difficilement ; au lieu de se sécher au feu, il se fond ou se ramollit comme du miel; il devient solide et cassant comme une pierre par le desséchement : l'acide sulfurique précipite des cristaux de sa dissolution.

Le muriate de cette terre a des propriétés fort analogues à celles du nitrate; il se desséche difficilement, il est fusible a une douce chaleur, et très-déliquescent.

L'ammoniaque précipite l'yttria de ces trois combinaisons. L'acide oxalique, et conséquemment l'oxalate d'ammoniaque, forment un précipité lourd et épais comme du muriate d'argent : ce dernier phénomène la distingue beaucoup de la glucine, qui forme avec l'acide oxalique un sel très-soluble.

Il en est de même de la précipitation de l'yttria par le

prussiate de potasse, qui ne précipite pas les sels de glucine : il paroît qu'elle a plus d'attraction que cette dernière, au moins avec quelques acides.

L'acide phosphorique ne la précipite pas des autres acides; mais le phosphate de soude la sépare sous la forme de flocons blancs gélatineux.

En général, le cit. *Vauquelin* a reconnu que cette terre avoit plus d'affinité avec quelques acides que la glucine.

Elle est précipitée en flocons bruns de ses dissolutions, au moyen de l'infusion de noix de galles.

§. VI.

De l'Agustine.

Depuis quelques années on avoit trouvé dans les mines près de Géorgien-Stadt, un minéral auquel, à cause de sa ressemblance avec le béril, on avoit donné le nom de ce fossile. M. *Trommsdorff* a entrepris l'analyse de cette substance, dans l'espoir d'y retrouver la glucine; mais, au lieu de cette terre, ce chimiste y a rencontré une terre nouvelle, dont voici les caractères et les propriétés.

Dans son état de pureté, elle est comme l'alumine.

Elle n'est pas plus soluble, ni par la voie sèche, ni par la voie humide, dans les alcalis caustiques que dans les carbonates.

L'ammoniaque, tant caustique que carbonatée, n'exerce sur elle aucune action.

Elle ne retient que foiblement l'acide carbonique; elle prend de la dureté, mais point de goût au feu : elle n'est point soluble dans l'eau.

Elle

Elle s'unit volontiers aux acides avec lesquels elle forme des sels qui n'ont point ou presque point de saveur.

La terre endurcie au feu se dissout dans les acides avec la même facilité que celle qui n'a pas éprouvé de calcination.

Elle forme avec l'acide sulfurique un sel peu soluble et parfaitement insipide, lequel, lorsqu'on l'acidule, se dissout sans peine et se cristallise en étoiles.

Sursaturée d'acide phosphorique, elle donne naissance à un sel très-soluble.

Son acétite est très-peu soluble.

L'auteur a donné à cette terre le nom d'*agustine*, de sa propriété de former avec les acides des sels sans saveur.

CHAPITRE VII.

Terres alcalines.

PARAGRAPHE PREMIER.

Magnésie.

La nature ne nous a pas encore offert la magnésie pure, absolument isolée et native ; on dit cependant en avoir trouvé en masse, en Savoie.

On la rencontre, ou combinée chimiquement dans le péridot aux différens acides, ou mêlée mécaniquement à des substances terreuses, tels sont les gemmes magnésiennes, chrysolite, péridot, sulfate de magnésie, talcs, stéatites, serpentines, ophites, et de l'olivine ou crhysolite des volcans, etc.

Pour l'obtenir pure, on dissout dans l'eau distillée des cristaux de sulfate de magnésie, qu'on décompose ensuite par le carbonate de potasse. On lave bien le précipité, et on le calcine pour en dégager l'acide carbonique.

La magnésie pure est sous forme pulvérulente très-fine, très-blanche, ou en petits fragmens cassans, pas de saveur sensible, mais elle se dessèche, et laisse sur la langue une légère amertume.

Elle a de l'action sur l'estomac, puisqu'elle est purgative.

Elle verdit légèrement le syrop violat.

Au feu, la magnésie est inaltérable; à une chaleur très-forte, elle se frite.

Chauffée dans une cornue, elle acquiert une propriété phosphorique.

Exposée à l'air, elle attire insensiblement l'acide carbonique et devient effervescente.

Elle exige près de deux mille parties d'eau pour se dissoudre.

Elle forme, avec les acides, des sels très-solubles.

Guyton a fait différens essais pour combiner la magnésie avec d'autres terres; il a obtenu une espèce de vitrification.

La magnésie n'a été employée, jusqu'à présent, que dans la médecine : elle agit de diverses manières, suivant qu'elle est ou crue, ou calcinée, ou combinée avec les acides.

Cette substance n'a été mise en usage que dans le dernier siècle; on croit que ce fut d'abord à Rome, où elle fut connue sous le nom de poudre du comte de Palma, et où elle fut trouvée par un clerc régulier, mineur, qui

demeuroit dans cette ville, et que quelques-uns disent Hollandais, d'autres Anglais. Ce moine faisoit un grand secret de cette poudre, et, suivant l'usage ordinaire, la vantoit comme une panacée : elle ne tarda pas à être employée en Allemagne. Sa préparation y fut connue bientôt après, et même décrite par *Frédéric Hoffman*; et en 1707, par *Bernard Valentini*, professeur en médecine, à Giessen, ville de la haute Hesse : il la nomma *Pulvis laxativus polychrestus*. En 1709, *Slevogt* décrivit le moyen de l'obtenir par précipitation. *Lancisi* parle aussi de la magnésie; mais c'est à *Black* que nous devons les premières connoissances exactes sur cette substance : ensuite *Margraff*, *Macquer*, *Bucquet*, *Bergman et Butini*, ont donné les caractères de cette terre, de manière qu'elle fut bientôt distinguée de toutes les autres.

§. II.

De la Chaux.

Le mot chaux vient de *calx* : on l'a aussi nommée terre calcaire, terre absorbante, terre entacite, chaux vive.

La chaux est très-abondante dans la nature : on ne l'y trouve jamais pure, toujours à l'état de combinaison. Les substances de cette classe sont : 1°. spath en cristaux; 2°. masse spathique; 3°. stalactite, stalagmite, 4°. craie; 5°. pierre à chaux; 6°. marbres; 7°. concrétions, sédimens; 8°. incrustations; 9°. pétrifications. Il y a encore les marnes calcaires, le sulfate de chaux, le phosphate de chaux, le tunstate de chaux, la chaux magnésiée, le borate magnésio-calcaire, le borate calcaire ammoniacal.

Quoique la chaux, mêlée avec l'acide carbonique, se

rencontre presque partout dans le sein de la terre, il faut un procédé pour l'avoir pure.

A cet effet, on lave la craie dans l'eau distillée et bouillante; on la dissout ensuite dans l'acide acéteux distillé, et on la précipite par le carbonate d'ammoniaque : on lave le précipité, on le calcine, et le résidu forme de la chaux pure.

Un autre moyen de se procurer de la chaux, est de l'extraire des coquilles d'huîtres.

On prend de ces coquilles; on les lave dans plusieurs eaux, et on les fait bouillir ensuite, afin de leur enlever une partie mucilagineuse qu'elles retiennent toujours; l'eau dissout aussi quelques matières salines. On les met ensuite dans un fourneau, et on les calcine à blanc. Après cette première calcination, on peut les introduire dans une cornue de terre ou de porcelaine, et chauffer jusqu'au rouge : le résultat est une chaux très-pure. C'est ce qu'on nomme *chaux vive.*

On peut aussi obtenir la chaux pure du carbonate de chaux natif, pur et transparent. On le met en poudre dans de bonnes cornues de porcelaine ou de fer, ou dans des canons de fusil, et on le calcine à un grand feu.

Pour conserver cette chaux, il faut la renfermer dans des flacons de verre bien bouchés; elle peut se conserver ainsi des années sans être altérée.

Quand on prépare la chaux dans les arts, il arrive souvent qu'elle est brûlée; dans cet état, elle n'a plus les qualités de la chaux vive : elle est recouverte d'une espèce d'enduit, qui ressemble à une vitrification manquée.

La terre calcaire, dépourvue d'eau et d'acide, et réduite à son état de simplicité, est une substance blan-

châtre; mise dans la bouche, elle développe une saveur urineuse, âcre, chaude, presque caustique, verdissant fortement le sirop de violettes, ne faisant point d'effervescence avec les acides.

M. *Trommsdorff* a annoncé qu'un de ses amis avoit reconnu que la terre calcaire pure étoit susceptible de se cristalliser sous la forme d'aiguilles fines.

Exposée à l'air, elle attire l'eau atmosphérique dans son extinction. L'humidité qui la pénètre la fait fendre, se gonfler, et elle se réduit en poudre. Son poids augmente, et son union avec l'acide carbonique qu'elle a soutiré de l'atmosphère, la rend effervescente : elle repasse insensiblement à l'état de terre calcaire; et de chaux vive qu'elle étoit, elle devient chaux éteinte. Ces phénomènes sont d'autant plus prompts et plus marqués, que l'air est plus humide. Il s'excite de la chaleur, pendant cette extinction sèche, car l'eau s'y trouve solidifiée; le thermomètre y monte jusqu'à 120 degrés.

La chaux se divise et se dilate avec assez d'effort pour écarter les parois des vases de bois, et surtout des tonneaux, dans lesquels on la renferme.

Il est facile de priver la chaux éteinte de l'humidité et de l'acide qu'elle a pris dans l'atmosphère.

On la met, à cet effet, ou dans un canon de fusil, ou dans une cornue de grès, de porcelaine; on chauffe fortement, et elle repasse à l'état de chaux vive.

Si la chaux n'a point d'action sur le gaz hidrogène, le carbone, l'oxide de carbone et les métaux, elle en a sur le phosphore et le soufre.

Si l'on met du phosphore coupé par morceaux, au fond d'un tube de verre fermé par un bout, et que l'on ajoute

par dessus cinq fois son poids de chaux en poudre; si l'on chauffe le tube de manière à échauffer la chaux d'abord, ensuite le phosphore, celui-ci fond et se sublime à travers la chaux, s'y unit promptement. Toute la masse s'agglutine, semble se fondre, se moule sur le verre, forme un composé homogène, d'une couleur brune marron : c'est du *phosphure de chaux*. *Voyez* pour l'appareil, la décomposition de l'acide carbonique.

M. *Trommsdorff* a indiqué un autre procédé pour obtenir ce phosphure.

On introduit peu à peu, dans une cornue contenant six parties de chaux caustique nouvellement brûlée, une partie de phosphore. On ferme soigneusement la cornue après chaque introduction, et on agite la matière jusqu'à ce qu'elle soit refroidie. En jetant un peu de ce phosphore dans l'eau, il se dégage une grande quantité de bulles de gaz hidrogène phosphoré.

Le phosphore de chaux n'a point d'odeur; il est moins fusible que ceux de barite et de strontiane.

Il s'altère et se brise spontanément à l'air.

Il est indissoluble dans l'eau, mais il s'y décompose au moment où il la touche; il pétille, fait naître une effervescence, et dégage des bulles de gaz hidrogène phosphoré, qui s'enflamment tout-à-coup dans l'air. C'est à ce gaz qu'est due l'odeur fétide alliacée que répand le phosphure de chaux dès qu'il est humecté. Une portion du même gaz, à mesure qu'il se forme par la décomposition de l'eau, s'unit à la chaux phosphorée, et en fait un phosphure hidrogéné, de sorte que le phosphure retiré de l'eau, et desséché, donne de la flamme lorsqu'on y verse de l'acide muriatique concentré, qui en dégage du gaz

hidrogène phosphoré. Il suffit que le phosphure de chaux soit simplement humecté par l'air, pour produire même abondamment cette flamme par l'addition de l'acide muriatique.

La chaux phosphorée produit aussi un gaz dont nous avons parlé à l'article *phosphore*. Le procédé suivant est dû au cit. *Raymond*.

Il consiste à faire un mélange de deux onces de chaux éteinte à l'air, d'un gros de phosphore coupé par petits morceaux, et d'une demi-once d'eau; on réduit le tout en une pâte molle, que l'on met promptement dans une petite cornue de grès lutée, et à laquelle on adapte un tube recourbé, dont le diamètre intérieur ne doit pas avoir plus d'une ligne et demie, et qui, par une de ses extrémités, doit plonger sous une cloche pleine d'eau, dans une cuve hydro-pneumatique. L'appareil ainsi disposé, et les jointures étant parfaitement lutées, on procède alors à la distillation, en ayant soin de donner le feu graduellement. A peine la cornue commence à s'échauffer, qu'il s'en dégage presqu'aussitôt du gaz hidrogène phosphoreux.

Ce dégagement dure longtemps, et l'on peut en recueillir jusqu'à la valeur de trois pintes au moins, lorsqu'on a employé les doses ci-dessus. Le résidu de l'opération, examiné ensuite par les réactifs appropriés, présente exactement les mêmes caractères que le phosphate natif de chaux.

Il n'y a donc pas de doute que l'eau ne soit décomposée dans cette circonstance; que l'un de ses principes, l'oxigène, ne soit employé à l'acidification du phosphore qui, s'unissant alors à la chaux, forme avec cette base

du phosphate calcaire, tandis que l'hidrogène, autre principe de l'eau, fondu par le calorique, et enlevant avec soi une portion de phosphore, extrêmement divisée, passe, à la faveur du tube, sous les cloches qu'on a disposées pour le recevoir, dans l'état de gaz hidrogène phosphoré.

C'est cette portion de phosphore, dans un état de division extrême, qui, étant tenue en dissolution dans ce gaz, sert à l'allumer, et lui donne la propriété qu'il a de brûler par le seul contact de l'air : aussi est-il démontré qu'il se forme toujours dans sa combustion, non-seulement de l'eau, mais aussi un peu d'acide phosphorique.

Soufre et Chaux. Cette combinaison a lieu avec des phénomènes différens, suivant la manière dont on opère la combinaison.

Pour préparer ce sulfure, on chauffe dans un creuset un mélange d'une partie de chaux vive, sur une et demie de soufre, bien pulvérisées. Le mélange s'agglutine en une masse âcre, rougeâtre, inodore, fusible, décomposable par un grand feu, dont les acides secs séparent le soufre.

Si ce composé est humecté par l'air ou par l'eau, il change de couleur, passe au vert et au jaune, répand une odeur fétide, et devient, comme *Berthollet* l'a prouvé, un sulfure hidrogéné. Suivant ce chimiste, le sulfure de chaux contient moins d'hidrogène sulfuré, que celui de potasse.

Si l'on fait cette expérience par la voie humide, *par exemple*, en faisant chauffer dans un matras du soufre, de la chaux en poudre, et dix fois leur poids d'eau, on n'obtient qu'un sulfure hidrogéné : ce moyen ne donne même que très-peu de sulfure.

Berthollet a aussi démontré que l'hidrogène sulfuré formoit avec la chaux un composé qu'il a appelé hidro-sulfure de chaux. Pour le préparer, on délaye de la chaux dans de l'eau distillée, et on y fait passer du gaz hidrogène sulfuré, que l'on retire ordinairement du sulfure de fer décomposé par l'acide sulfurique, et l'on arrête l'opération lorsqu'on croit avoir assez d'hidro-sulfure de chaux; on filtre ensuite, et on sature la liqueur avec excès de gaz hidrogène sulfuré; on dégage ensuite ce qui est excédant à la combinaison. Si on évapore convenablement la liqueur, on obtient un sel qui cristallise en prisme.

Ce sel est très-dissoluble dans l'eau; il est sans couleur, a une odeur forte et très-fétide à l'air; les acides le décomposent avec effervescence, et en dégagent l'hidrogène sulfuré sous la forme de gaz : les oxides métalliques en décomposent l'hidrogène sulfuré.

L'eau a une action très-forte sur la chaux vive; lorsqu'on verse ce fluide en petite quantité sur cette substance, elle l'absorbe promptement, et paroît aussi sèche qu'auparavant; elle s'éclate, se brise en fragmens : la chaleur qui s'excite est assez forte pour produire un sifflement remarquable. L'eau est réduite en vapeurs, et exhale une odeur particulière; cette vapeur verdit le papier teint avec la mauve; enfin, la chaux est sous la forme d'une poussière blanche, très-fine; la chaleur, le mouvement et la fumée diminuent peu à peu, et cessent tout à fait: dans la nuit, cette extinction est lumineuse.

Lorsque la chaux a absorbé toute l'eau à laquelle elle peut s'unir pour rester sèche, on l'appelle *chaux éteinte à sec :* elle ne s'échauffe plus.

Laplace et *Lavoisier*, dans leurs recherches calorimétriques, ont trouvé qu'une partie d'un mélange de chaux et d'eau, dans la proportion de 16 à 9 de ces deux corps, a fondu plus d'une partie et demie de glace à *zéro*.

Si l'on mêle avec la chaux la quantité d'eau nécessaire pour la délayer, on forme *le lait de chaux*.

On donne à cette liqueur une transparence parfaite, en y ajoutant une assez grande quantité d'eau pour dissoudre complétement la chaux : il faut environ quatre cent cinquante parties d'eau contre une de chaux.

C'est ce que l'on connoît sous le nom d'*eau de chaux*.

Cette eau est claire, limpide; son poids est différent de celui de l'eau : elle a une saveur âcre, urineuse, verdissant le sirop violat, et en altère même la couleur.

Si on l'évapore dans des vaisseaux fermés, on en retire l'eau, et la chaux reste pure.

Exposée à l'air, elle se couvre d'une pellicule qui prend peu à peu de la solidité et de l'épaisseur. Si l'on enlève cette pellicule, il s'en reforme une autre, et ainsi de suite. Ces pellicules ont reçu le nom impropre de *créme de chaux*.

Dans ce cas, la chaux attire l'acide carbonique de l'atmosphère, et forme à la surface de sa dissolution une croûte de craie ou de carbonate calcaire.

La chaux s'unit aux oxides métalliques, et par la voie sèche et par la voie humide. *Voyez* l'article *métaux*.

La chaux s'unit bien facilement aux acides; il en résulte des sels dont les uns sont insolubles, et les autres sont très-solubles.

La chaux se combine, par la voie humide et par la voie sèche, avec la silice.

Lorsqu'on mêle du sable avec de la chaux nouvellement éteinte, ou bien avec de la chaux vive, arrosée d'un peu d'eau, dans le moment du mélange, ces deux corps prennent de la consistance, et forment ce qu'on appelle du *mortier*.

On en fait de diverses espèces.

Quoique la chaux soit imparfaitement infusible, ainsi que la silice, si on les chauffe ensemble, pourvu que la proportion de la première soit très-grande, elles se fondent.

Elle peut aussi faire entrer en fusion un tiers de son poids d'alumine.

Le mélange de ces trois substances se fond plus facilement et plus complétement que la chaux avec l'une et l'autre de ces terres : c'est ainsi qu'une partie de chaux et une d'alumine, peuvent faire entrer en fusion deux, et même deux parties et demie de silice.

La nature intime de la chaux n'est pas connue.

On emploie la chaux dans un grand nombre d'arts, et surtout pour la construction. En chimie c'est un des réactifs les plus nécessaires; on l'emploie à rendre les alcalis caustiques, à décomposer beaucoup de sels, de dissolutions métalliques, les savons, etc.

§. III.

Barite.

La barite a d'abord été nommée *terre pesante* par *Gahn* et *Schèele*, qui en ont reconnu l'existence dans le spath pesant. *Bergman* l'a appelée *barite*, de *barites*, du mot

βαρος, pesant. *Hope*, *Pelletier*, *Fourcroy et Vauquelin* ont beaucoup ajouté aux travaux de ces chimistes.

On la trouve toujours unie aux acides sulfurique et carbonique, prenant une couleur bleue, ou verte par le feu. Les substances qui la contiennent sont les carbonates de barite, wittherite, sulfate de barite, spath pesant, roches baritiques.

Pour obtenir la barite pure, on prend du nitrate de barite bien cristallisé. *Voyez* nitrate de barite. On l'expose à l'action du feu dans une cornue de porcelaine, ou plus simplement dans un creuset que l'on pose au milieu des charbons allumés.

Le nitrate se fond, se boursoufle, donne beaucoup de gaz oxigène et de gaz azote, sans fournir presque de vapeurs nitreuses; lorsqu'il ne s'en dégage plus de fluides élastiques, on trouve dans la cornue froide et cassée une masse grise, solide, un peu caverneuse, d'une saveur âcre et plus brûlante que la chaux vive; c'est la barite pure.

Si l'on fait cette expérience dans un creuset de terre, il faut avoir soin, pour avoir cette substance pure, de ne pas chauffer trop vivement, afin de n'y pas combiner de la silice et de l'alumine. Car lorsqu'elle se combine à la matière des creusets, on l'obtient souvent à l'état de frite insoluble dans l'eau. Il est donc préférable de se servir d'un creuset d'argent ou de platine.

Au chalumeau, sur un charbon, cette terre se fond, bouillonne, forme des globules qui pénètrent bientôt le charbon.

A l'air, elle s'éfleurit, se divise, éclate avec effort; se boursoufle, s'échauffe et blanchit; en s'éteignant ainsi

avec rapidité, elle absorbe 0,22 de son poids d'eau et d'acide carbonique.

Elle verdit le syrop violat.

Parmi les corps combustibles, le phosphore et le soufre sont les seuls jusqu'à présent, sur lesquels la barite ait action.

Pour préparer le *phosphure de barite*, on peut se servir de l'appareil décrit à l'article *décomposition de l'acide carbonique par le phosphore*. Le composé qui résulte de l'union de ces deux corps, est brunâtre, lumineux dans l'obscurité, d'une odeur forte et fétide, lorsqu'on l'humecte, décomposable à l'air, donnant par l'eau qu'il décompose, du gaz hidrogène phosphoré ; lorsque ce phosphore n'est pas privé du contact de l'air et de l'eau, il passe à l'état de phosphate.

La barite et le soufre peuvent s'unir à l'aide du calorique, c'est ce que l'on connoît sous le nom de sulfure. *Voyez aussi décomposition du sulfate de barite par le charbon.*

Lorsqu'on n'emploie point le sulfate de barite pour faire cette opération, on met dans un creuset un mélange d'une partie de barite pure et d'une demi-partie de soufre pulvérisé ; on chauffe le creuset par degrés, jusqu'à ce qu'il soit rouge. Le mélange se fond et il en résulte une masse d'un jaune rougeâtre, très-dissoluble dans l'eau, la décomposant et la saturant d'hidrogène sulfuré.

Si la liqueur est complétement saturée, on obtient par refroidissement des cristaux d'hidro-sulfure de barite.

La barite absorbe l'eau avec une extrême avidité; elle fuse avec bruit, s'échauffe considérablement, solidifie l'eau, se cristallise et se durcit tellement avec elle, qu'elle

devient une espèce de ciment très-tenace, très-adhérent au verre.

Un peu plus d'eau la change en poudre blanche très-volumineuse.

Si on la couvre entièrement d'eau, elle s'y dissout avec un grand sifflement; elle se cristallise ensuite en aiguilles transparentes, qui se groupent et adhèrent entr'elles, comme les molécules du plâtre gâché.

L'eau froide en dissout un 25e. de son poids; l'eau bouillante en prend plus de la moitié, et dépose, en refroidissant, des prismes transparens, très-beaux, qui s'éfleurissent et deviennent pulvérulens à l'air.

La dissolution de barite se couvre plus promptement d'une croûte à l'air, et se précipite plus abondamment par l'acide carbonique, que ne le fait l'eau de chaux.

Les acides phosphorique et phosphoreux précipitent la dissolution de barite, et les précipités se redissolvent à l'aide d'un excès de chacun de ces acides respectifs.

Avec les acides sulfurique et sulfureux, elle forme des sels insolubles.

Le cit. *Vauquelin* a cherché à combiner la barite avec quelques terres, particulièrement avec la silice et l'alumine; ses essais lui ont prouvé que la barite pouvoit s'y combiner.

Si l'on mêle 130 parties de barite caustique avec 50 parties de silice, et que l'on chauffe ensuite le tout fortement pendant une heure et demie dans un creuset de platine, la matière ne présente plus qu'une seule masse gercée en différens endroits, sans cohérence, d'une couleur vert-pomme tendre, d'une saveur presque douce,

et ne s'échauffant point avec l'eau, dans laquelle elle conserve même sa couleur verte.

Les acides nitrique, muriatique et acéteux purs, dissolvent entièrement cette matière; sa dissolution par l'un ou l'autre de ces acides donne sur-le-champ un précipité floconneux par l'ammoniaque. Ces dissolutions se prennent en gelée par l'évaporation, et, lorsque la désiccation est complète, la silice reparoît avec toutes ses propriétés ordinaires. Il n'est donc pas douteux que la barite n'ait la faculté de se combiner avec la silice, et de la rendre soluble dans les acides, même les plus foibles.

On a mêlé neuf parties de barite caustique avec une partie d'alumine nouvellement séparée de son dissolvant et encore humide; on a soumis le tout pendant un quart d'heure à la chaleur de l'ébullition, avec une suffisante quantité d'eau; il est resté beaucoup de matière qui ne s'étoit pas dissoute. La liqueur filtrée a une saveur légèrement caustique, elle se couvre à l'air d'une croûte blanche, due à sa combinaison avec l'acide carbonique, mais elle ne cristallise point, malgré que la quantité d'eau que l'on emploie soit incapable de l'empêcher, s'il n'y avoit point eu d'alumine.

Une goutte d'acide muriatique, versée dans une verrée de cette dissolution, y produit un nuage floconneux que l'agitation fait redissoudre. Une seconde, une troisième goutte produit le même effet jusqu'à ce que la plus grande partie de la barite en soit saturée; enfin le précipité ne disparoît plus par le mouvement imprimé à la liqueur, un excès d'acide le dissout.

Lorsque la liqueur est entièrement saturée par un acide, l'ammoniaque y fait reparoître la matière floconneuse, et

celle-ci n'y produit plus aucun effet, le carbonate de potasse y forme un dépôt très-abondant.

Quoique la barite dissolve l'alumine, il reste encore dans le résidu une portion d'alumine et de barite qui ne se dissolvent point et qui paroissent être en combinaison intime.

Si on mêle parties égales des deux substances et que l'on fasse bouillir comme ci-dessus, la liqueur donne encore des signes de dissolution abondante d'alumine et de barite, et environ la moitié de matière reste sous la forme d'une poudre blanche insoluble dans l'eau, et dans laquelle les acides démontrent la présence de ces deux terres à l'état de combinaison.

Il paroît donc, d'après les expériences du cit. *Vauquelin*, que lorsque la barite et l'alumine se rencontrent dans des proportions convenables, elles s'unissent et forment une combinaison insoluble dans l'eau; mais quand la barite est surabondante à cette proportion, elle dissout la nouvelle combinaison.

La barite s'unit aussi avec les huiles et les matières animales. *Voyez* les articles, *huile et barite*, *matières animales et barite.*

La barite est précipitée par les prussiates. On ne connoît point encore sa nature intime.

Dans son état de pureté, elle n'est d'usage qu'en chimie; c'est un réactif très-utile, soit seule, soit pour en former des sels et apprécier les attractions des bases avec les acides. Sa différence essentielle avec les alcalis, consiste en ce qu'elle forme des savons insolubles, et que l'alcool ne la dissout pas.

§. V.

Strontiane.

On a confondu pendant longtemps la strontiane avec la barite ; on la trouve dans la nature à l'état de sulfate, rarement en carbonate.

On a découvert en France une grande quantité de cette terre ; on la trouve abondamment dans les carrières de Montmartre.

Le cit. *Lelièvre* a aussi annoncé à l'Institut national, qu'on avoit trouvé dans la glaisière de Bouvron, près de Toul, département de la Meurthe, du sulfate de strontiane.

On convertit le sulfate de strontiane en sulfure à l'aide du charbon, après avoir préalablement enlevé par un acide le carbonate de chaux qui y est mélangé.

On décompose ensuite le sulfure par l'acide nitrique ; si l'on chauffe ce nitrate dans un creuset, il s'y décompose entièrement, et la strontiane reste pure. *Voyez* sulfate de strontiane.

La strontiane pure peut s'obtenir par un procédé plus simple. On réduit du sulfate de strontiane en poudre, et on le mêle avec $\frac{1}{4}$ de son poids de charbon, on humecte un peu le mélange et on le met dans un creuset que l'on place au milieu des charbons dans un fourneau de réverbère; on allume d'abord la couche inférieure et l'on augmente le feu par degrés ; on l'entretient environ pendant trois heures, il se forme un sulfure, qu'on lave dans trois parties d'eau bouillante, on filtre et l'on reçoit la liqueur dans un flacon que l'on bouche aussitôt. Cette liqueur

donne par refroidissement des cristaux de strontiane qui retiennent un peu de sulfure ; pour l'en séparer on les lave dans une petite quantité d'eau froide, afin d'enlever la partie du sulfure qui mouille leur surface, puis on dissout ces cristaux, ainsi lavés, dans de l'eau bouillante, pour obtenir une dissolution concentrée, et faciliter la cristallisation de la strontiane par refroidissement. Ces derniers cristaux sont parfaitement purs, très-blancs, transparens, absorbant l'acide carbonique de l'air avec une grande énergie; c'est pour cette raison qu'il faut éviter, le plus qu'il est possible, le contact de l'air.

La quantité de cristaux obtenue par la première filtration, pèse environ le $\frac{1}{6}$ du poids du sulfate employé.

Le résidu peut être lavé pour lui enlever toute la quantité de strontiane et de sulfure qu'il contient ; on ajoute à cette dissolution de l'acide nitrique, et l'on obtient un nitrate de strontiane.

Si l'on expose à l'air de la strontiane pure, elle se gonfle s'échauffe, s'éfleurit et s'empare de l'acide carbonique qui y est contenu.

En suivant le premier procédé, cette substance est en fragmens d'un gris blanchâtre, souvent poreux, d'une saveur chaude, âcre, alcaline, ou urineuse, moins pesante que la barite.

Elle agit foiblement sur la peau et les matières animales.

Elle verdit l'infusion de violettes.

La strontiane qu'on obtient par la décomposition du nitrate, se combine très-bien avec quelques corps combustibles, tels que le phosphore, le soufre et l'hidrogène sulfuré. On obtient ces différens composés comme ceux

de la barite, et ils jouissent des propriétés analogues à celles des combinaisons de cette dernière substance.

La strontiane est soluble dans l'eau, et cristallise par refroidissement. Ce sont souvent des espèces de lames ou tables rhomboïdales.

L'eau bouillante en dissout trois parties, l'eau froide un deux centième.

Si l'on expose à l'air une dissolution de strontiane, elle se recouvre d'une pellicule comme la barite, il se forme un carbonate de strontiane.

On opère le même effet, si à l'aide d'un tube de verre, on insufle dans cette dissolution.

Cette terre se combine très-bien avec les acides; il en résulte des sels qui seront examinés.

La strontiane agit sur la silice et l'alumine comme la barite, d'après le résultat des expériences du citoyen *Vauquelin*.

200 parties de strontiane en poudre fine, mêlée avec 60 parties de silice également pulvérisée, soumises pendant une heure dans un creuset de platine, à un feu violent, ont produit une masse grise, sonore, gercée en plusieurs endroits, et dont les parties avoient entr'elles une adhérence assez forte. Dans cet état, elle n'a pas de saveur très-marquée, mais la pulvérisation y développe une légère causticité. Mise en masse ou en poudre avec de l'eau, cette matière ne s'échauffe plus et ne se boursoufle pas comme le fait la strontiane lorsqu'elle est pure, seulement elle blanchit peu.

Si l'on pulvérise et que l'on fasse bouillir cette matière dans de l'eau, elle se dissout beaucoup moins abondamment que la strontiane pure; cependant l'eau acquiert

une légère saveur alcaline, et se couvre bientôt d'une pellicule blanche, mais elle ne cristallise point ; saturée par l'acide nitrique, cette dissolution donne par l'évaporation, une gelée assez abondante.

Une autre quantité de la même matière, pulvérisée et délayée d'un peu d'eau, est entièrement dissoute par l'acide muriatique, et la dissolution fournit, par l'évaporation, une gelée très-abondante, qui, lavée et séchée, présente tous les caractères de la silice. Les acides nitrique et acéteux ont produit le même effet sur cette matière.

Cinq parties de strontiane pure en poudre fine, et une partie d'alumine récemment préparée et encore humide, traitées ensemble avec de l'eau, et lorsque la liqueur est en pleine ébullition, on filtre ; on trouve beaucoup de matière non dissoute ; la liqueur filtrée a une légère saveur alcaline, mais ne cristallise point, quoiqu'on emploie beaucoup plus de terre que l'eau ne peut en dissoudre à froid.

Cette liqueur, saturée par l'acide muriatique, et mêlée ensuite avec de l'ammoniaque, donne une petite quantité de matière floconneuse, qui est de l'alumine.

La strontiane a donc la propriété de favoriser la dissolution de l'alumine dans l'eau ; mais ce qu'il y a de plus remarquable, c'est que, de son côté, l'alumine rend insoluble une grande quantité de strontiane, puisqu'il ne s'en dissout pas la dixième partie de ce qui devroit s'en dissoudre.

L'examen de la matière restée sur le filtre, prouve que c'est par une combinaison intime entre ces deux terres, que la strontiane est insoluble, et il est vraisem-

blable que s'il y avoit une plus grande quantité d'alumine, il n'y auroit pas un atôme de strontiane de dissout.

Le résidu se dissout en effet dans les acides, sans presque produire d'effervescence; sa dissolution donne un précipité floconneux d'alumine, par l'ammoniaque, et la liqueur surnageante forme un dépôt très-abondant par le carbonate de potasse.

Les caractères distinctifs de la barite et de la strontiane, c'est que la barite est insoluble dans l'excès de son acide, ce qui est le contraire dans l'autre. Quand on jette sur du muriate de strontiane de la barite, on a un précipité; en outre, le muriate de barite cristallise en parallélipipèdes, tandis que le muriate de strontiane cristallise en lames exagonales; enfin, la dernière différence qui existe entre les sels à base de barite, et ceux à base de strontiane, consiste en ce que ces derniers donnent, avec l'alcool, une flamme purpurine, tandis que les premiers ne donnent qu'une flamme blanche.

CHAPITRE VIII.

Des Alcalis.

Les alcalis sont des corps solides ou liquides qui ont une saveur âcre, caustique et lixivielle, qui sont très-dissolubles dans l'eau, et attirent l'humidité de l'air, verdissent les couleurs bleues végétales, s'unissent aux acides avec beaucoup de force, et forment avec les huiles des savons solubles.

Ils sont au nombre de trois : la potasse, la soude et l'ammoniaque.

PARAGRAPHE PREMIER.

De la Potasse.

Le mot de potasse signifie *cendre de pot.*

La potasse est un corps indécomposé, d'une couleur blanche extrêmement caustique, c'est-à-dire, qui agit avec beaucoup d'énergie sur les substances animales, qui les dissout, les décompose, et forme avec elles une sorte de savon, en séparant du carbone, de l'hidrogène et de l'azote à l'état d'ammoniaque.

C'est en brûlant des végétaux, qui contiennent tous une plus ou moins grande quantité de potasse, que l'on prépare cette substance, comme nous l'expliquerons à l'article *carbonate de potasse ;* nous ne devons examiner ici cette substance que dans son état de pureté.

Pour l'obtenir, voici le procédé qui m'a paru le plus simple. *Voyez* Annales de chimie, tome 22, page 137.

L'appareil consiste en plusieurs baquets de bois blanc; on met, au fond, du sable de rivière, qu'il faut avoir soin de bien laver; on en ajoute par-dessus une autre couche, mais plus fin, et l'on recouvre le tout d'une toile saupoudrée de cendre; d'une autre part, on fait un trou au fond du baquet; afin d'y ajuster un tube de verre, pour laisser couler la liqueur qui se filtre.

Les choses ainsi disposées, on prend parties égales de chaux vive et de potasse, sur-tout, lorsque la chaux est bien caustique; dans le cas contraire, on peut prendre vingt parties de chaux sur quinze de potasse; on met de l'eau dans une marmite de fer, on la fait chauffer de ma-

nière qu'elle soit près de l'ébullition; alors on ajoute la chaux qui, par son extinction, la porte à cet état; lorsqu'elle est éteinte, on y met la potasse, et on forme du tout une bouillie épaisse, qu'on laisse un peu refroidir. On verse ensuite le mélange dans des baquets que l'on recouvre d'eau sur-le-champ; et pour éviter, en la jetant sur la matière, qu'elle ne fasse des trous, on y place une petite planche qui s'élève avec l'eau.

Il faut avoir soin de placer des cruches ou autres vases, pour recevoir la liqueur qui s'écoule par le tube; et pour que la lessive n'absorbe pas l'acide carbonique contenu dans l'atmosphère, on doit boucher légèrement les vases, de manière à empêcher la circulation de l'air extérieur.

Il est aussi nécessaire de tenir toujours de l'eau sur le mélange, et l'on cesse de recueillir, lorsqu'elle sort insipide par le tube.

Les liqueurs qu'on obtient sont, jusqu'à la fin, à-peu-près au même degré; car elles s'affoiblissent tout d'un coup, ce qui évite d'avoir des liqueurs foibles.

Pour évaporer les eaux on peut se servir de marmites de fonte; on commence par les dernières, qui sont un peu plus foibles, pour éviter de tenir les plus fortes long-temps en contact avec l'air, et l'on emploie une forte ébullition.

Lorsqu'elle est concentrée jusqu'à un certain point, le sulfate de potasse cristallise et se précipite.

Si l'on veut obtenir la potasse caustique sèche, on verse la liqueur rapprochée dans une plus petite marmite; on achève ensuite de l'évaporer, jusqu'au point qu'en la coulant sur une plaque de fer ou de marbre, elle se fige.

On met cette potasse concrète dans un flacon; on verse

dessus de l'alcool très-pur, environ le tiers de la potasse employée ; on fait chauffer légèrement le mélange. A mesure que le mélange se refroidit, la matière se sépare en trois couches ; au fond se déposent des corps solides, tels que les sulfate et muriate de potasse, les portions de terre unies à l'acide carbonique, qu'elle retient opiniâtrément, ou qu'elle a reprises dans l'air, pendant l'évaporation ; au-dessus, est une dissolution aqueuse de carbonate de potasse ; et dans le haut, une liqueur alcoolique d'un rouge-brun. C'est une dissolution de potasse très-pure dans l'alcool. On décante la liqueur claire, on la met dans une cornue, et l'on distille. Quand on veut l'avoir très-pure, on fait évaporer la dissolution dans une bassine d'argent ; elle cristallise en refroidissant, en lames blanches, qui ont quelquefois un centimètre de long. Au lieu de la laisser cristalliser, on peut la rapprocher jusqu'à siccité, ou, jusqu'à ce que la liqueur soit en fonte tranquille et qu'elle ait une apparence huileuse ; on coule le liquide alcalin sur des assiettes de faïence, on le laisse figer, on le casse par morceaux, et on l'enferme dans des flacons.

On reconnoit que la potasse ou la soude est pure, lorsque, dissoute dans l'eau distillée, elle ne trouble point l'eau de chaux ni de barite, et que le précipité qu'elle forme dans la dissolution d'argent se redissout ensuite complétement dans l'acide nitrique ; enfin, que, saturée d'acide carbonique, elle ne dépose pas de silice. Dans cet état, cet alcali attaque avec énergie, à cause de sa facile fusion, les pierres siliceuses les plus dures, à un degré de chaleur que peut aisément soutenir le creuset d'argent.

La potasse verdit les couleurs bleues végétales, et les fait passer au jaune-brun.

Elle se fond à une température modérée, et si on la soumet à un feu violent, elle se volatilise.

Si on la laisse en contact avec l'air atmosphérique, elle se liquéfie très-promptement, et s'empare de l'acide carbonique qui y est contenu.

Dans son état de pureté, elle ne fait point effervescence avec les acides.

Il y a peu d'attraction entre la potasse et le phosphore à sec; mais le cit. *Gingembre* a démontré qu'en les chauffant l'un et l'autre avec de l'eau, on pouvoit se procurer un gaz qu'il a nommé d'abord *gaz phosphorique*, maintenant *gaz hidrogène phosphoré. Voyez* ce mot. On l'obtient en faisant bouillir une dissolution de potasse pure, avec moitié de son poids de phosphore, et en recevant le fluide élastique dans des cloches pleines de mercure.

La potasse se combine bien avec le soufre, et forme un composé qu'on appeloit autrefois *foie de soufre*, et qui porte maintenant le nom de *sulfure*. Ces combinaisons peuvent s'opérer par la voie humide et par la voie sèche.

Par la première méthode, on fait bouillir l'alcali avec le soufre dans l'eau, en ayant soin de ne point employer de vases métalliques, car ces combinaisons agissent sur presque tous les métaux, et en dissolvent plus ou moins. A cet effet, on met dans un matras deux parties de potasse, une partie de soufre, et six fois le poids total du mélange d'eau pure : on place le matras sur un bain de sable, et l'on chauffe par degrés. On obtient un sulfure de potasse hidrogéné, qui, par l'action continue des matières dont il est composé, dépose du soufre, se déco-

lore à la fin, et devient un pur hidro-sulfure de potasse. Par le deuxième procédé, on fait fondre ensemble parties égales de soufre et de potasse dans un creuset; quelques chimistes prescrivent deux parties de potasse et une de soufre. Quand la fusion des matières est complète, on coule le composé fluide sur un marbre, ou sur une pierre polie que l'on a soin auparavant de frotter d'un peu d'huile; on couvre ensuite la matière, on la laisse refroidir, et on la casse par morceaux : il résulte une masse solide d'un brun rougeâtre plus ou moins foncé, et qui ressemble assez au foie de certains animaux; c'est pour cette raison qu'on avoit nommé ce sulfure *foie de soufre.*

On peut éviter, pour faire ces sortes d'opérations, de se servir de potasse pure; la potasse du commerce présente le même avantage : au moment où elle se combine avec le soufre, par la fusion, l'acide carbonique s'en dégage; il ne reste que les matières terreuses qui sont insolubles.

Le sulfure de potasse est fusible : il verdit et détruit un grand nombre de couleurs végétales; il colore et ronge les matières animales, mais plus difficilement que la potasse pure. Il est très-dissoluble dans l'eau. Alors sa couleur brune passe au vert; le mélange acquiert une odeur fétide; il donne du gaz hidrogène sulfuré, soit par la distillation, soit par les acides.

L'hidrogène sulfuré s'unit alors en grande quantité avec la base alcaline, et forme avec elle une combinaison que *Berthollet* distingue par le nom de sulfure de potasse hidrogéné.

Si, au contraire, on fait passer dans une dissolution de

potasse pure, de l'hidrogène sulfuré, on forme le composé appelé *hidro-sulfure de potasse.* On s'assure de sa parfaite saturation, en laissant prendre à la liqueur un excès d'hidrogène sulfuré; ensuite on chasse cet excès par la chaleur. Ce composé cristallise; le calorique et les acides le décomposent.

On peut se procurer un aperçu des proportions de l'hidrogène sulfuré qui se trouve dans un sulfure, en précipitant avec sa dissolution, une dissolution de cuivre.

Les sulfures alcalins, ou les combinaisons du soufre avec une base alcaline, ne peuvent donc exister que dans l'état sec; dès qu'on les dissout dans l'eau, il se forme de l'hidrogène sulfuré. *Berthollet* désigne cette combinaison du soufre et de l'hidrogène sulfuré avec une base, par le nom de sulfure hidrogéné.

Ainsi on a des sulfures, des hidro-sulfures et des sulfures hidrogénés : ceux-ci ne peuvent être considérés dans un état de saturation respective de tous leurs principes, que lorsqu'on en a précipité le soufre surabondant par l'hidrogène sulfuré. *Voyez* le mémoire de *Berthollet*, annales de Chimie, tom. 25, pag. 253.

Il est d'autant plus convenable d'indiquer l'existence de l'hidrogène sulfuré dans le sulfure hidrogéné, que c'est par son moyen que le soufre reste uni à l'alcali et à l'eau.

Le sulfure de potasse, et tous les sulfures, sont décomposés par l'action du feu qui en chasse le soufre et laisse la base pure; ils s'emparent de l'oxigène de l'air. *Voyez* Eudiomètre à sulfure, par le cit. *Guyton.*

Les acides les décomposent aussi, en s'emparant de leurs bases, et en précipitant le soufre; il se forme constamment, dans ce cas, du gaz hidrogène sulfuré, dont le

dégagement rapide produit une effervescence plus ou moins vive, suivant l'état des sulfures et celui des acides.

Si l'on fait passer du gaz acide muriatique oxigéné à travers une dissolution de sulfure de potasse, le sulfure est porté à l'état de sulfate.

La potasse a une grande affinité pour l'eau; elle l'enlève à presque tous les autres corps de laquelle elle sépare beaucoup de calorique.

Si l'on mêle cet alcali en poudre avec le quart de son poids de glace à o, concassée, il y a fusion de la glace et dissolution de potasse : alors le thermomètre descend de plusieurs degrés au-dessous de o. Dans ce cas, l'eau absorbe du calorique, pour passer à l'état liquide.

Si, au contraire, on prend de l'eau à 10 ou 12 degrés au-dessus de o, si l'on y jette de la potasse pure en poudre, à mesure que la dissolution a lieu, il y a dégagement de calorique.

La potasse se combine avec la silice par la voie sèche, et l'entraîne dans sa fusion : elle forme alors un corps transparent, connu sous le nom de *verre*.

Les proportions de silice, qui entrent dans le verre, varient suivant qu'on veut l'obtenir plus ou moins pur. S'il est très-beau, il y en entre $\frac{4}{5}$.

On fait entrer aussi de la chaux dans la composition du verre cristal : cette substance est remplacée par les cendres dans les verres verds à bouteille; elle a deux grands avantages : 1°. de rendre la coupe du verre plus facile, 2°. de le rendre susceptible de supporter plus aisément le passage du chaud au froid, et réciproquement. Le maximum de cette substance, dans la composition du verre, est de $\frac{7}{100}$.

La potasse, ou la soude très-pure, sert pour faire le verre cristallin ou le verre de glace. On emploie, au contraire, de la potasse ou de la soude impure dans le mauvais verre. Le résidu des cendres alcalines qu'on a employées à St.-Gobin, est vendu à d'autres verreries, qui s'en servent en place de fondant. Quand la cendre ne contient pas assez d'alcali, on en ajoute une autre quantité, ou on y substitue le muriate de soude. Les verriers se servent encore de cendres lessivées.

On fait entrer très-souvent dans la composition du verre, des cassures de bouteilles, etc. Mais il faut prendre garde qu'il ne s'y trouve pas trop d'oxide de manganèse, qui est aussi employé *dans les verres* pour enlever les taches qui peuvent s'y rencontrer.

On appelle *charrée*, dans les verreries, les cendres de nos foyers, lessivées.

Toutes les espèces de verre se réduisent à cinq : le verre noir ou verre de bouteille, le verre de gobleterie, le verre en table, le verre cristallin et le flint-glass.

Tous ces verres demandent un degré de chaleur différent, d'après les expériences faites par le cit. *Loysel*, avec le pyromètre de son invention. (*Voyez* Essais sur la verrerie par *Loysel*, membre associé de l'institut, 1 v.). La chaleur la plus foible des fourneaux de verrerie, doit être de 8000° de *Réaumur;* la moyenne, de 10000°; la plus forte, de 14000°. Le cit. *Guyton* croit que ces déterminations ne sont pas exactes; le principe employé par *Loysel*, dans la construction de son pyromètre, quoique ingénieux, a l'inconvénient de ne donner qu'un instrument qui n'est pas comparable.

La plus forte chaleur des fourneaux à verrerie, mesu-

rée au pyromètre de *Wedgwood*, n'a été trouvée que de 164 ° pyrométriques, répondant à 9226 degrés de *Réaumur*.

Composition des verres : 1°. verre noir; 100 parties de sable siliceux, 50 de charrée, 100 de cassons de verre, avec quelques parties de potasse ou de muriate de soude.

2°. Pour le verre de gobleterie : la composition vient de la plus grande finesse du sable, de la proportion plus considérable de fondans, soit soude, soit potasse, absolument nécessaire, parce qu'on ne peut y mettre qu'une petite quantité de charrée, qui donneroit au verre une couleur verte trop foncée. Comme cette couleur existe toujours, quelle que soit la petite quantité de charrée employée, on est obligé de la détruire par le manganèse.

3°. Le verre en table : il est composé de silice beaucoup plus pure, de peu ou point de charrée, de potasse ou soude purifiée.

4°. Le verre cristallin contient, outre le sable quartzeux souvent décoloré préalablement par l'acide muriatique, et la potasse parfaitement pure, de l'oxide rouge de plomb, qui, destiné à donner à ce verre une pesanteur considérable, une blancheur et une transparence parfaite, sert en même temps de fondant.

5°. Le flint-glass destiné uniquement aux usages d'optique et d'astronomie, ne diffère du verre cristallin qu'en ce qu'on lui donne une pesanteur déterminée : cette pesanteur est de $3\frac{2}{10}$; celle du verre ordinaire n'est que de $2\frac{7}{8}$.

On peut aussi former un verre, sans employer les fondans potasse ou soude.

On prend parties égales de chaux, de silice et de barite;

on les pousse dans un creuset à très-grand feu, et on obtient un très-beau verre, qui n'a besoin que d'être décoloré.

Si on prend le même composé, et qu'on y ajoute un peu de magnésie, au lieu d'arrêter la vitrification, soit à l'état d'émail, soit à l'état de porcelaine, comme on pourroit le soupçonner, on obtient encore un verre.

Ces premières expériences suivies avec attention, en s'attachant surtout à chercher des proportions convenables, pourront conduire à des résultats très-avantageux dans l'art de la verrerie.

Le cit. *Chaptal* a indiqué une manière de fabriquer un verre plus solide et plus léger que le verre ordinaire, avec du basalte. Cette combinaison a parfaitement réussi : le verre qui en est résulté, étoit un peu plus noir; mais il avoit toutes les qualités du meilleur verre siliceux. Il faut avoir soin de ne pas employer du balsate trop chargé de fer, qui seroit alors attaquable par les acides; on remédie à cet inconvénient, en diminuant la proportion de cette substance.

On n'arrive pas de suite aux proportions susceptibles de donner un verre parfait. C'est pour n'avoir pas saisi ces proportions (qui doivent varier pour chaque verrerie, puisque la nature des substances qu'on emploie, varie dans toutes), qu'on obtient souvent un verre attaquable aux acides, à l'air et même à la petite quantité d'acide acéteux qui se trouve dans le vin : souvent aussi le verre le plus parfait est attaqué par l'eau à l'ébullition. L'action par l'air est due à la surabondance du fondant; celle par les acides, à la trop grande proportion de chaux employée : c'est pour cela que dans les verres attaqués par l'acide sulfurique, *par exemple*, on trouve toujours des

globules résultant de la combinaison des substances terreuses avec cet acide. D'autres verres, enfin, contiennent assez de sels pour être attaqués par la magnésie; s'ils sont bien cuits, ils résistent plus que ceux qui le sont moins; mais ils s'altèrent à la longue. On apperçoit aussi sur le verre des couleurs irisées, qui sont dues au manganèse mis à nud d'une manière quelconque.

Quand on veut essayer les bouteilles, il faut employer des acides : on se sert ordinairement d'acides concentrés; mais on vient de publier qu'en faisant agir un acide très-étendu, et pendant un certain temps, on obtenoit un résultat très-sur.

Mon objet n'étant pas d'entrer dans les détails de l'art de la verrerie, j'indiquerai seulement ici l'ordre que l'on doit suivre dans l'exposé de cet art.

A Une partie importante de la verrerie, est la construction des fourneaux; on en connoît de deux espèces : les fourneaux français ou allemands, et les fourneaux anglais.

B Examiner les différentes espèces de verre.

C Leur composition.

D L'affinage du verre.

E De la manière de se débarrasser du suint ou fiel de verre.

F Manière de travailler le verre.

G Manière de le souffler.

H Manière de faire le renfoncement des bouteilles, et de faire la virole.

I Manière de préparer le verre à vître.

K Manière de couler le verre qui sert pour des glaces ou des instrumens d'optique.

L

L Causes pour lesquelles les verres reçoivent une altération quelconque.
M Moyen d'essayer les bouteilles.
N Des verres colorés.

Le verre differe encore suivant la quantité respective de silice et de potasse qui le constitue.

Si l'on emploie trois ou quatre parties de potasse sur une de silice, il en résulte un verre mou, cassant, qui attire l'humidité de l'air, et qui devient opaque et fluide. Ce verre se dissout dans l'eau à l'aide de l'alcali surabondant : cette dissolution porte le nom de *liqueur des cailloux*.

Pour préparer cette potasse silicée liquide : on prend une partie de sable que l'on réduit en poudre, et quatre parties de potasse. On met ces deux substances dans un creuset qu'on ne remplit qu'à moitié; on place le creuset dans un fourneau de forge : aussitôt que la matière entre en fusion, elle se gonfle considérablement; elle continue même de se boursoufler jusqu'à ce que l'alcali ait dissout toute la silice. On tient le creuset ouvert tant que cette effervescence a lieu. Lorsqu'elle est passée, on couvre le creuset; on augmente un peu le feu, pour faire prendre à la matière une belle fusion : alors on verse ce que contient le creuset, dans un mortier de fer bien sec, ou sur une plaque de fer : la matière, en se refroidissant, se fige et prend l'apparence d'un verre.

On pulvérise cette matière, et on la dissout dans l'eau; c'est la *liqueur des cailloux*.

Les acides la décomposent, et en précipitent la silice.

On peut faire, avec l'alumine et la potasse, les mêmes expériences que celles que nous venons d'indiquer.

On verra que la potasse a la propriété de séparer la silice et l'alumine de la chaux, quand ces substances se trouvent unies. On peut même, à cet effet, faire un mélange de ces trois terres, et en faire la séparation au moment de la leçon.

L'usage de la potasse en médecine, et les services qu'elle rend aux arts, la rendent très-précieuse. On se sert aussi de cet alcali pour brunir les bois, surtout le bois de merisier.

On le mêle avec la cire jaune pour en préparer un encaustique servant à mettre sur la couleur rouge d'un appartement. A cet effet, on fait fondre quatre parties de cire jaune et une d'alcali, et on y ajoute un litre d'eau.

De la Soude pure.

Les caractères physiques de la soude ressemblent parfaitement à ceux de la potasse, et il est impossible de les distinguer l'une de l'autre, lorsqu'elles sont à l'état de pureté. Il paroît cependant que la soude caustique attire moins fortement l'humidité de l'air, et qu'elle se résout moins facilement en liqueur.

Ce n'est donc que par les combinaisons chimiques, surtout avec les acides, que l'on peut reconnoître la potasse de la soude.

On retire la soude des plantes marines par la combustion.

La soude se trouve toujours mêlée à plusieurs autres substances salines et terreuses dont il faut la séparer; et l'on y parvient, en se servant du procédé que nous avons indiqué pour la potasse.

Lorsqu'elle est pure, elle a une saveur aussi forte que la potasse; elle verdit le syrop violat.

Elle se fond au feu, se volatilise à une chaleur violente.

En contact avec l'air, elle en attire l'humidité.

Dissoluble dans l'eau avec chaleur.

Se combine très-bien avec le soufre, d'où il résulte un sulfure.

Mêmes expériences sur ce sulfure, comme sur celui de potasse.

Les cit. *Chaussier* et *Vauquelin* ont fait connoître une nouvelle combinaison de soufre avec les alcalis.

Ce sel se forme dans les fabriques où l'on décompose le sulfate de soude, en le chauffant fortement avec du charbon et du fer.

Le cit. *Vauquelin* a reconnu que ce sel étoit composé de sulfite de soude, avec excès de soufre, et le nomme sulfite de soude sulfuré.

Tous les sulfites peuvent se combiner avec le soufre; c'est donc un nouveau genre de sel dont il faudra étudier les propriétés. *Voyez* l'article des sulfites.

La soude se combine très-bien par la voie sèche avec la silice, et forme un verre.

Les verriers y ont même reconnu une plus grande fusibilité, et une plus grande adhérence à la silice qu'à la potasse; ce qui fait qu'ils l'emploient préférablement à cette dernière, dans la fabrication du beau verre.

La soude, comme la potasse, est employée dans une foule d'arts, dans la fabrication du savon, dans la teinture, etc.; comme la potasse, elle agit sur les matières animales.

§. II.

De l'Ammoniaque.

On ne connoît encore qu'une seule espèce d'alcali volatil.

Presque toute l'ammoniaque dont on fait usage dans le commerce et dans la médecine, est fournie par la décomposition du muriate d'ammoniaque. Nous connoîtrons la manière d'extraire cette ammoniaque, à l'article du muriate.

Pour obtenir le gaz ammoniac, on met de l'ammoniaque liquide dans une fiole à médecine; on y adapte un tube recourbé qui va plonger sous une cloche, dans l'appareil à mercure. On chauffe légèrement la fiole, et l'ammoniaque se dégage à l'état de gaz.

On s'assure également de sa pureté, par les moyens indiqués pour la potasse. On l'emploie ordinairement dans les analyses, pour précipiter l'alumine et quelques oxides métalliques.

Ce gaz est invisible; il n'est point altéré par la lumière; si on le fait passer à travers un tube de porcelaine rouge, on ne le décompose pas.

On le sépare en gaz azote et en gaz hidrogène, par l'étincelle électrique. Il a une saveur âcre et caustique, une odeur vive et pénétrante.

Il est plus léger que l'air atmosphérique.

Il verdit promptement et fortement les couleurs bleues des violettes, de la mauve, des raves, et même des roses.

Il tue promptement les animaux.

Il est impropre à la combustion.

Si l'on remplit une cloche de gaz ammoniac, et que l'on y plonge une bougie allumée, la bougie s'y éteindra plusieurs fois de suite; mais à chaque fois, la flamme sera considérablement agrandie par la réunion d'une autre flamme de couleur jaune pâle; et à la fin, cette flamme légère descendra du haut de la cloche jusqu'au fond. Si l'on présente seulement la bougie allumée à l'orifice de la cloche, remplie de gaz ammoniac, la flamme jaunâtre s'élèvera d'environ trois centimètres plus haut que celle de la bougie.

Le gaz ammoniac se dilate beaucoup par son union avec le calorique.

L'air atmosphérique ne se combine point avec ce gaz; il ne fait que l'étendre et le diviser.

Le gaz oxigène, à une haute température, décompose le gaz ammoniac. A cet effet, on fait passer ces deux gaz mêlés ensemble à travers un tube de porcelaine rouge de feu; il y a inflammation et détonnation de son hydrogène, qui passe à l'état d'eau; il y a même formation d'acide nitrique, si la proportion du gaz oxigène est assez considérable; si, au contraire, il n'y en a qu'une quantité capable de saturer l'hidrogène de l'ammoniaque, il y a un résidu de gaz azote, après la condensation de l'eau formée.

L'oxide de carbone, à une haute température, décompose aussi ce gaz.

On met de l'oxide de carbone dans un tube de porcelaine; on le fait traverser un fourneau; on y adapte un appareil pour dégager le gaz ammoniac, et l'on fait rougir le tube. Il se forme un acide composé d'azote, d'hidrogène et de carbone. *Voyez acide prussique.*

Le phosphore se dissout à chaud dans le gaz ammoniac, et si l'on élève la température, comme dans l'expérience précédente, il se forme du gaz hidrogène phosphoré, et il reste du gaz azote saturé de phosphore.

L'eau absorbe promptement le gaz ammoniac, c'est ce qui constitue l'*ammoniaque liquide*.

A cet effet, on fait passer sous une cloche remplie de ce gaz, soit de l'eau, soit une éponge mouillée, du liége, du charbon : de quelle manière qu'on fasse cette expérience, il y a absorption ; le gaz se dissout dans l'eau, et le mercure remonte dans la cloche. Si l'on entoure le vase de glace, l'eau en dissout une plus grande quantité.

Si on lui présente l'eau à l'état de glace, elle se fond sur-le-champ, et produit du froid ; le contraire arrive avec l'eau fluide.

On peut l'obtenir sous forme presque solide, ou au moins, comme l'ont prouvé les cit. *Guyton*, *Fourcroy* et *Vauquelin*, d'une consistance de gelée opaque, à la température de 32 degrés—o.

L'ammoniaque liquide est plus légère que l'eau, transparente, d'une odeur vive et pénétrante, d'une saveur âcre et presque caustique, sans cependant avoir cette action vive des alcalis sur les matières animales.

Elle verdit l'infusion des violettes et brunit le papier teint avec le cucurma.

Si l'on chauffe de l'ammoniaque liquide, le calorique en dégage l'ammoniaque à l'état de gaz.

L'ammoniaque liquide ne forme point de combinaison particulière avec les corps combustibles ; mais si l'on distille un mélange de muriate d'ammoniaque, de chaux et de soufre, on obtient un composé connu autrefois,

sous le nom de *liqueur fumante de Boyle*, et que le citoyen *Berthollet* a nommé sulfure hydrogéné d'ammoniaque.

On mêle ensemble, dans un mortier de marbre, trois parties de chaux éteinte à l'air et tamisée, une partie de muriate d'ammoniaque, et une demi-partie de soufre sublimé. On introduit le mélange dans une cornue de grès, et l'on y adapte un récipient. Lorsque tout est disposé, on commence la distillation par un feu doux; la première liqueur qui passe a une teinte jaune, mais peu foncée; elle est fumante : la seconde a une couleur beaucoup plus foncée, et n'est point fumante. On peut alors augmenter le feu, jusqu'à faire rougir la cornue.

D'après *Berthollet*, le sulfure d'ammoniaque doit la propriété d'être fumant à un mélange d'ammoniaque non combinée; il paroît que l'ammoniaque étrangère à la combinaison, s'évapore en tenant en dissolution de l'hidro-sulfure d'ammoniaque, et qu'au contact de l'air, elle l'abandonne pour se combiner avec l'air, qui ensuite, s'il est en assez grande quantité, dissout le précipité même qui vient de se former.

Le sulfure d'ammoniaque peut encore dissoudre à froid une quantité considérable de soufre; s'il est dans l'état fumant, c'est-à-dire, s'il a un excès d'ammoniaque, il dissout assez de soufre pour saturer cet excès, et il cesse d'être fumant.

Le sulfure d'ammoniaque saturé de soufre, a une couleur foncée et une consistance huileuse; l'hidrogène sulfuré n'en précipite point de soufre, même lorsqu'il est dans cet état; au moindre contact de l'air qui agit d'abord

sur l'hidrogène, il blanchit, se trouble, et abandonne du soufre.

L'ammoniaque seule n'attaque pas le soufre ; on voit donc que c'est aussi par le moyen de l'hidrogène sulfuré, que la combinaison triple se forme ; qu'elle doit recevoir le nom de sulfure hidrogéné d'ammoniaque, et que, lorsqu'elle est fumante, c'est un hidrogène sulfuré avec excès d'ammoniaque.

L'ammoniaque liquide ou gazeux s'unit aux acides, pour former des sels, dont quelques-uns ne cristallisent point. *Voyez* sels ammoniacaux.

Pour démontrer la nature de l'ammoniaque,

1°. On mêle deux parties de gaz acide muriatique oxigéné, avec une partie en mesure de gaz ammoniac, dans une cloche, au-dessus du mercure. Dès que ces deux corps sont en contact, il se produit une détonnation vive, accompagnée d'une lumière jaunâtre : les deux gaz diminuent de volume, il en reste à peine le tiers ; il se forme une portion de matière solide, qui s'attache aux parois de la cloche, et qui est du muriate d'ammoniaque : le gaz qui reste, n'a point d'odeur comme l'ammoniaque, ni de couleur comme l'acide muriatique ; il ne se dissout plus dans l'eau, et n'entretient point la combustion ; c'est donc du véritable gaz azote. On remarque aussi qu'il se forme un liquide clair et transparent, condensé sur les parois du vase, et qui n'est que de l'eau, dans laquelle il y a une certaine quantité de muriate d'ammoniaque en dissolution.

2°. On fait passer à travers de l'ammoniaque liquide, ou dissoute dans l'eau, du gaz acide muriatique oxigéné. Il se produit sur-le-champ, au milieu de la liqueur, une

multitude de petites bulles de fluide élastique, qui s'élèvent à la surface, et que l'on rassemble dans une cloche remplie d'eau, par le moyen d'un tube communiquant au flacon qui contient l'ammoniaque. Ce gaz est parfaitement semblable à celui qui est resté dans l'expérience précédente.

3°. On remplit aux trois quarts un tube de verre alongé, d'acide muriatique oxigéné; on achève de le remplir avec de l'ammoniaque liquide, et on la renverse dans une soucoupe pleine d'eau : alors l'ammoniaque, par sa légéreté, traverse l'acide muriatique oxigéné; mais en le parcourant ainsi; il se produit une effervescence rapide : le fluide élastique qui l'occasionne, se rassemble à la partie supérieure du tube, et une partie se répand dans la jatte; le gaz qui se développe est encore semblable au précédent.

4°. On fait passer du gaz ammoniac sur de l'oxide de manganèse réduit en poudre, et rougi dans un tube de porcelaine, et communiquant par un tube à une bouteille vide, plongée dans la glace; bientôt il se produit des vapeurs rouges très-abondantes, auxquelles succèdent des vapeurs blanches, qui se condensent dans l'intérieur de la bouteille, en un liquide blanc transparent, qui a une saveur salée, piquante : on distille jusqu'à siccité ce liquide à une chaleur douce; le produit est sans saveur, sans odeur sensible; c'est de l'eau. Ce qui reste dans la cornue a une couleur blanche, fuse sur les charbons, s'enflamme sur un tesson rougi, et produit des vapeurs d'acide nitrique par l'addition de l'acide sulfurique, et de l'ammoniaque par la chaux; c'est donc du nitrate d'ammoniaque. L'oxide noir de manganèse a changé de

couleur ; il est alors d'un brun pâle, et ne donne plus de gaz oxigène par l'action du feu.

Il est évident que dans ces expériences, l'ammoniaque se décompose ; que dans les trois premières, un de ses principes seulement, l'azote, mis à nud, s'est dégagé sous la forme de gaz, et que l'acide muriatique oxigéné perd son oxigène, puisqu'il se forme du muriate d'ammoniaque ordinaire; que, dans la quatrième, il se forme de l'acide nitrique et de l'eau, et que l'oxide de manganèse est désoxigéné, puisqu'il ne fournit plus ensuite de gaz oxigène par le feu. Il est bien facile alors de concevoir que l'ammoniaque est composée d'hidrogène et d'azote.

On peut encore décomposer l'ammoniaque par l'oxide de cuivre; dans ce cas, on revivifie l'oxide métallique par le moyen de l'ammoniaque : c'est ce que *Berthollet* a prouvé sur cet oxide combiné avec l'ammoniaque, et poussé au feu à l'appareil pneumato-chimique.

A cette analyse de l'ammoniaque, on peut joindre la synthèse, en décomposant simultanément, par le procédé du cit. *Guyton*, l'acide nitrique et l'eau, à l'aide de l'étain, du zinc, etc., alors il se forme du nitrate d'ammoniaque, qui provient de la réunion de l'azote de l'acide nitrique décomposé, et de l'hidrogène de l'eau, également décomposé par les métaux. Jamais l'ammoniaque ne se trouve libre dans cette opération, parce qu'à mesure qu'elle est formée, elle s'unit à la portion d'acide nitrique, non encore décomposée, et arrête même la décomposition.

Priestley a aussi réduit le gaz ammoniac en un fluide inflammable, en lui faisant éprouver une secousse rapide avec le fluide électrique.

Les expériences de *Berthollet*, ainsi que celles de *Priestley*, ont prouvé que quatre mesures de gaz ammoniac contiennent 2,9 de gaz hidrogène, et 1,1 de gaz azote; ou, en prenant les poids de ces deux fluides, qu'elle est composée d'environ quatre parties d'azote et une partie d'hidrogène, ou que la proportion de l'azote à l'hidrogène : : 121 : 29.

On voit donc par là que toutes les fois que ces deux fluides se trouvent dans des proportions convenables, il y a de l'ammoniaque formée; comme cela a lieu dans le traitement des matières animales, par le calorique, par la putréfaction, par les alcalis caustiques, etc.

L'ammoniaque est un des réactifs les plus usités dans les laboratoires.

CHAPITRE IX.

Bases salifiables combinées avec les corps brûlés.

PARAGRAPHE PREMIER.

De la Cristallographie.

Avant de présenter les caractères et les propriétés des combinaisons des acides avec les terres et les alcalis, je crois utile de donner aux élèves quelques notions sur la cristallisation des sels.

La cristallisation est une opération dans laquelle les parties intégrantes d'un corps, séparées les unes des autres par l'interposition d'un fluide, sont déterminées par

la force d'attraction qu'elles exercent les unes sur les autres, à se rejoindre pour former des masses solides.

Lorsque les molécules d'un corps sont simplement écartées par le calorique, et qu'en vertu de cet écartement ce corps est porté à l'état de liquide, il ne faut, pour le ramener à l'état de solide, c'est-à-dire, pour opérer sa cristallisation, que supprimer une partie du calorique logé entre ses molécules, autrement dit le refroidir. Si le refroidissement est lent, et si en même temps il y a repos, les molécules prennent un arrangement régulier, et alors il y a cristallisation proprement dite; si, au contraire, le refroidissement est rapide, ou si, en supposant un refroidissement lent, on agite le liquide au moment où il va passer à l'état concret, il y a cristallisation confuse.

Les mêmes phénomènes ont lieu dans les solutions par l'eau, ou pour mieux dire, les solutions par l'eau sont toujours mixtes; elles s'opèrent en partie par l'action de l'eau, en partie par celle du calorique. Tant qu'il y a suffisamment d'eau et de calorique pour écarter les molécules du sel, au point qu'elles soient hors de leur sphère d'attraction, le sel demeure dans l'état fluide. L'eau et le calorique viennent-ils à manquer, et l'attraction des molécules salines, les unes par rapport aux autres, devient-elle victorieuse, le sel reprend la forme concrète, et la figure des cristaux est d'autant plus régulière, que l'évaporation a été plus lente, et faite dans un lieu plus tranquille.

Tous les phénomènes qui ont lieu dans la solution des sels se retrouvent également dans leur cristallisation, mais dans un sens inverse. Il y a dégagement de calo-

rique, au moment où le sel se réunit et reparoît sous sa forme concrète et solide, et il en résulte une nouvelle preuve que les sels sont tenus à-la-fois en dissolution, par l'eau et par le calorique. C'est par cette raison qu'il ne suffit pas, pour faire cristalliser les sels qui se liquéfient aisément par le calorique, de leur enlever l'eau qui les tenoit en dissolution; il faut encore leur enlever le calorique, et le sel ne cristallise qu'autant que ces deux conditions sont remplies. Le muriate de potasse oxigéné, le nitrate de potasse, le sulfate acide d'alumine, le sulfate de soude, etc., en fournissent des exemples. Il n'en est pas de même des sels qui exigent peu de calorique pour être tenus en dissolution, et qui par cela même sont à-peu-près également solubles dans l'eau chaude et dans l'eau froide; il suffit de leur enlever l'eau qui les tenoit en dissolution, pour les faire cristalliser, et ils reparoissent sous forme concrète, dans l'eau bouillante même, comme on l'observe relativement au sulfate de chaux, aux muriates de soude et de potasse, et à beaucoup d'autres.

Non seulement tous les sels cristallisent sous différentes formes, mais encore la cristallisation de chaque sel varie suivant les circonstances de la cristallisation. Il ne faut pas en conclure que la figure des molécules salines ait rien d'indéterminé dans chaque espèce : rien n'est plus constant au contraire que la figure des molécules primitives des corps, surtout à l'égard des sels. Mais les cristaux qui se forment sous nos yeux sont des aggrégations de molécules, et ces molécules, quoique toutes parfaitement égales en figure et en grosseur, peuvent prendre des arrangemens différens, qui donnent lieu à une grande

variété de figures toutes régulières, et qui paroissent quelquefois n'avoir aucun rapport ni entr'elles, ni avec la figure du cristal originaire.

Il étoit réservé au cit. *Haüy* de dévoiler ce mystère, par le calcul analytique. Voici le précis de cette belle théorie, telle qu'on l'a trouvé decrite par le cit. *Guyton*, dans le journal de l'école polytechnique, et qui a si heureusement dévoilé la structure des cristaux, et dont la connoissance est devenue si nécessaire pour décrire avec exactitude les formes régulières.

C'est ce travail que je ferai connoître ici, comme étant le plus facile et le plus à la portée des élèves.

La science de la cristallisation, très-peu avancée du temps de *Werner*, est devenue si importante par les accroissemens qu'elle a pris de nos jours, qu'elle sert à rectifier les erreurs de l'analyse, en nous indiquant souvent les vrais principes constituans des corps. *Linnée*, qui a beaucoup travaillé sur cette partie, avoit imaginé que les sels seuls avoient la propriété de cristalliser, et que les corps composés de plusieurs substances simples, qui ne pouvoient former par leur union aucun sel, ne devoient leur propriété de cristalliser qu'à quelque sel qui s'y trouve combiné dans une proportion quelconque; mais le degré de perfection de l'analyse actuelle rend l'idée de ce grand homme inadmissible.

Romé Delisle a fait le premier un corps de doctrine fondé sur un grand nombre d'observations. Le principe qu'il avoit établi étoit celui-ci : voilà un cube, s'étoit-il dit; il a subi une espèce de dégénération : comment s'est-elle faite? par des troncatures; et il en a conclu qu'il existoit dans la nature des formes primitives, formes

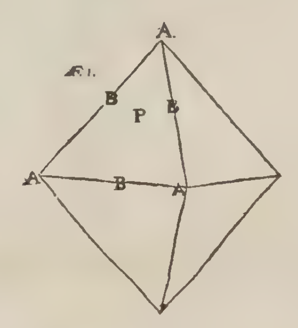
MÉTHODE DESCRIPTIVE

DES CRISTAUX SECONDAIRES

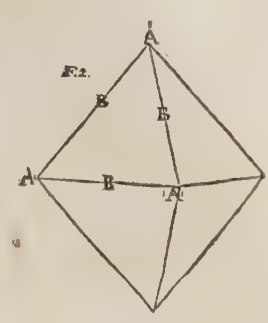
ET DES DÉCROISSEMENS QUI LES PRODUISENT,

PAR LE CITOYEN HAUY.

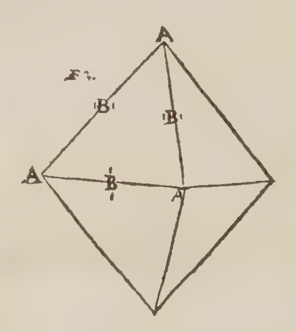
Octaëdre régulier.



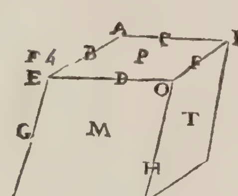
Passage au cube par décroissement par une rangée sur tous les angles.

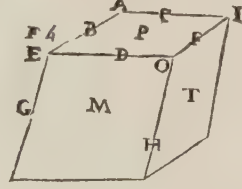


Passage au dodécaëdre à plans rhombes, résultant d'un décroissement par une rangée sur tous les bords.

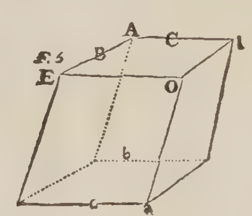


Rhomboïde.

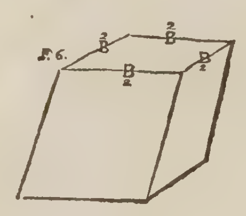




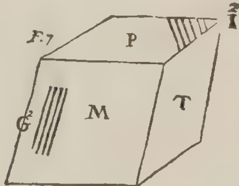
Rhomboïde dont les angles et les bords subissent des lois différentes.



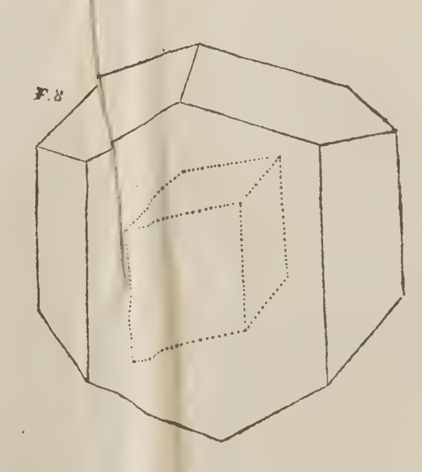
Rhomboïde passant au dodécaëdre à 12 triangles scalènes.



Parallélipipède obliqu'angle forme primitive du feld-spath passant au feld-spath similaire.



$= G^2 M T \overset{2}{I} P =$



Nota. Les voyelles majuscules A E I O expriment les décroissemens sur les angles. Les minuscules a e i o servent pour les angles opposés qui subissent des lois différentes.

Les consonnes majuscules B C D F G H, etc. désignent les bords ou arêtes. Les minuscules b c d, etc. servent de même pour les arêtes opposées, dont les fonctions sont différentes.

Les angles et bords semblables, subissant les mêmes lois s'expriment par la même lettre.

Les chifres 1, 2, 3, 4, etc. indiquent le nombre des rangées de décroissement. La position du chifre fait connoître dequel côté se fait la superposition décroissante, si c'est à droite, à gauche, en montant, en descendant et en tout sens.

Les fractions $\frac{1}{2}$ $\frac{2}{3}$ $\frac{3}{4}$, etc. indiquent des décroissemens inégaux en hauteur et largeur. Le numérateur se rapporte à la largeur, le dénominateur à la hauteur. Les lettres affectées de chifres et répétées avec un *zéro*, annoncent que le point opposé ne change pas.

Enfin, P M T, consonnes organiques de *primitif*, représentent les faces de la forme primitive, ou qui leur sont parallèles.

Les lignes (*fig.* 7) marquent les parallèles des décroissemens.

qui, dans les différens cristaux, sont modifiées par des troncatures.

Mais la clef de la science n'étoit point encore trouvée. Le premier mot de l'énigme est dû à *Bergman*; il est probable, a-t-il dit, que les irrégularités des formes primitives des cristaux sont dues au défaut de matière. Pourquoi ce cristal n'est-il pas un cube parfait? c'est que la forme primitive du cube a été modifiée par des décroissemens assujétis à certaines lois.

Un cristal est un solide terminé par des angles et des faces : il existe une force par laquelle les parties tendent à s'unir; la solidité est l'effet qui en résulte. Mais sur quoi agit cette force? sur des parties similaires qu'on appelle génératrices. Il est facile de voir que l'union d'un certain nombre de ces parties génératrices peut former des cristaux différens du cristal générateur; ainsi le tétraëdre engendre l'octaëdre.

Cristallisation (*structure*).

Le cit. *Haüy* distingue dans les cristaux :

1°. Les molécules intégrantes;

2°. Les formes primitives;

3°. Les formes secondaires.

Les *molécules intégrantes* sont celles dont le cristal entier est l'assemblage : la division les indique, quoiqu'il ne nous soit pas donné de la porter à son dernier terme.

Ces molécules sont nécessairement similaires; mais elles ne sont pas toujours assemblées de la même manière. Quelquefois elles se joignent face à face; quelquefois elles ne sont unies que par les bords, laissant ainsi quelques vacuoles.

Les molécules intégrantes peuvent se réduire à trois ; savoir :

1°. Le *parallélipipède*, le plus simple des solides, dont les faces sont parallelles deux à deux, et au nombre de six ;

2°. Le *prism etriangulaire*, le plus simple des prismes;

3°. Le tétraëdre, la plus simple des pyramides.

La forme primitive est celle que l'on obtient par des sections faites sur toutes les parties semblables d'un cristal : elle en est proprement le noyau.

Les formes primitives peuvent se réduire à six, qui sont :

1°. Le parallèlipipède qui comprend le cube, le rhomboïde, et tous les solides terminés par six faces parallelles deux à deux ;

2°. Le tétraëdre régulier;

3°. L'octaëdre à faces triangulaires ;

4°. Le prisme hexagonal ;

5°. Le dodécaëdre à plans rhombes ;

6°. Le dodécaëdre à plans triangulaires isocèles.

Parmi ces formes, il y en a qui se retrouvent comme noyau, avec les mêmes angles, dans divers minéraux.

En effet, la même forme de noyau peut être produite, dans la première espèce, par tels élémens ; dans une seconde espèce, par d'autres élémens.

Ces formes de noyau ont un caractère de perfection et de régularité, comme le cube et l'octaëdre régulier : ce sont des limites auxquelles la nature semble arriver par différentes routes.

Les formes secondaires sont celles qui résultent d'une superposition de matière qui masque la figure primitive.

Cette

Cette superposition engendre divers poliëdres qui ont aussi la propriété de se terminer régulièrement. Ces poliëdres, quoique formés de lames similaires, sont différens du noyau ou des solides qu'ils enveloppent.

Cette modification de figure est le produit d'un décroissement régulier, par soustraction d'une ou de plusieurs rangées de molécules intégrantes.

Ce décroissement est soumis à des lois, d'après lesquelles on détermine le nombre de ces rangées; et par suite, la forme exacte du cristal secondaire.

Il y a quatre sortes de décroissemens :

1°. Décroissement sur les bords, c'est-à-dire parallèlement aux arêtes de la figure primitive;

2°. Décroissement sur les angles, c'est-à-dire dont les lignes de départ sont parallelles aux diagonales des faces de la forme primitive ;

3°. Décroissemens intermédiaires qui se font parallèlement à des lignes situées entre les diagonales et les bords;

4°. Décroissemens mixtes qui se font dans les deux sens, par des quantités au-dessus de l'unité.

Il faut développer ces quatre lois, en saisir l'application par quelques exemples, considérer l'étonnante variété de leurs résultats, et recueillir les vérités fondamentales qui doivent diriger dans l'observation de ces phénomènes.

PREMIÈRE LOI.

Décroissement sur les bords.

Le cube passant au dodécaëdre à plans rhombes, fournit un exemple sensible du décroissement sur les bords ou parallèlement aux arêtes.

Les lames décroissantes superposées sur les six faces, forment six pyramides quadrangulaires, ce qui fait vingt-quatre faces ; mais ces faces se trouvent deux à deux sur le même plan, ce qui réduit la figure à douze rhombes.

Si la superposition s'arrête avant de terminer les pyramides, le cristal est à dix-huit faces; savoir :

Les six quarrés du cube, mais plus petits et douze hexagones.

On a cette variété dans le borate magnesio-calcaire, si improprement nommé quartz cubique de Lunébourg.

Si le décroissement est plus rapide, c'est-à-dire si la lame superposée a, par exemple, deux, trois ou quatre rangées de moins que la lame inférieure, alors il en résulte vingt-quatre triangles tous inclinés les uns sur les autres.

Ce décroissement peut aussi se faire de manière à engendrer le dodécaëdre à plans pentagones ; *exemple :* le sulfure de fer.

Mais il faut observer que ce n'est pas le dodécaëdre des géomètres, dont les pentagones sont réguliers et moins inclinés. Aucune loi de décroissement n'est susceptible de le donner.

Les lames décroissant par deux rangées parallèlement aux bords du rhombe, produisent le dodécaëdre à douze triangles scalènes. *Exemple :* spath, dent de cochon. (métastatique d'*Haüy*).

Un décroissement par une rangée parallelle aux bords supérieurs du rhombe, produit un rhomboïde beaucoup plus obtus que le noyau.

Exemple : spath calcaire lenticulaire. Enfin, c'est par un décroissement sur les bords des bases que le prisme

droit quadrangulaire à bases rhombes, prend une pyramide. *Exemples :* Le rubis, la topaze, le béril.

DEUXIÈME LOI.

Décroissement sur les angles.

Soit la molécule intégrante, un cube. On a vu que le décroissement sur les bords produisoit le dodécaèdre rhomboïdal, et le dodécaèdre à plans pentagones; mais le cube devient aussi octaèdre régulier : or le décroissement sur les bords ne pourroit le donner qu'autant que la quantité, dont chaque lame seroit dépassée par la précédente, seroit en rapport commensurable avec la hauteur de cette lame; puisque chacune de ces deux quantités mesure une ou plusieurs arêtes du cube qui représente la molécule : et ici ce rapport est incommensurable.

On trouve l'explication de cette structure en considérant que dans la section mécanique de l'octaèdre régulier, originaire du cube, chacun des huit angles solides de ce cube répond au centre d'un des triangles de l'octaèdre, et qu'ainsi les bases de ces triangles regardent les angles du cube.

On conçoit donc que trois décroissemens s'établissent en partant de l'angle du cube, s'étendant sur les trois plans qui forment cet angle.

Comme il y a huit angles, cela fait $3 \times 8 = 24$, mais les décroissemens se faisant par une seule rangée, les trois faces qui se forment autour d'un même angle, sont un plan commun.

On conçoit ici qu'au lieu de stries parallelles qui indiquent souvent les décroissemens des lames, on observe

des saillies anguleuses ou en pointes (quoique dans une formation parfaite elles dussent disparoître comme les stries, par la petitesse infinie des molécules).

C'est suivant la loi de ce décroissement, que le sulfure de plomb, le muriate de soude, passent à l'octaëdre; que les cristaux de fer de l'île d'Elbe forment un rhomboïde très-obtus (souvent modifié par des facettes parallelles aux faces du noyau) ; que le spath siliceux de Fontainebleau forme un rhomboïde aigu, dont les faces répondent aux angles solides du rhomboïde primitif ; que les zéolithes de Caltown-Hill, près d'Edimbourg, deviennent des poliëdres à vingt-quatre facettes, comme le grenat-trapézoïdal, quand le décroissement qui produit le rhomboïde a lieu à-la-fois sur les huit angles solides du cube.

TROISIÈME LOI.

Décroissemens intermédiaires.

Ces décroissemens ne sont parallelles ni aux bords, ni aux diagonales, mais à des lignes intermédiaires.

Cela vient de ce que les soustractions ont lieu par des rangées de molécules doubles, triples, etc. Supposons, par exemple, des molécules cubiques et soustraites deux à deux, c'est comme si chaque molécule étoit composée de deux cubes accollés par une de leurs faces.

En effet, si on concevoit le cristal composé de parallélipipèdes de ces dimensions, ce cas rentreroit dans celui des décroissemens ordinaires sur les angles.

Le fer de Framont (fer syntactique d'*Haüy*), qui a un cube pour molécule intégrante (qui se présente ordinairement sous la forme de deux pyramides naissantes,

posées base à base), fournit un exemple de décroissement intermédiaire en formant un solide à quatorze faces, résultant de deux pyramides droites hexaëdres, unies base à base, et demeurées incomplètes, ou terminées par deux hexagones.

Il faut remarquer que le cube fait ici fonction de rhomboïde.

QUATRIÈME LOI.

Décroissemens mixtes.

Il arrive quelquefois que chaque lame dépasse la suivante de deux rangées parallèlement aux arêtes, et qu'elle a en même temps trois fois la hauteur d'une molécule simple. C'est un décroissement mixte.

Le rapport de cette loi s'exprime par la fraction $\frac{2}{3}$ pour le cas indiqué, et par la fraction $\frac{3}{4}$ lorsqu'il y a trois molécules en retraite et quatre de hauteur.

Ces décroissemens sont rares et n'ont encore été reconnus que dans quelques cristaux métalliques; mais on conçoit qu'ils doivent changer la valeur des angles: c'est là ce qui a conduit à la recherche de cette loi; toute autre se trouveroit en défaut.

Il reste maintenant à parcourir les différens cas où ces lois engendrent des modifications, à distinguer les formes secondaires simples, et les formes secondaires composées qui en résultent, et à considérer à la fois l'étonnante fécondité de ces causes ainsi réduites, et la disproportion non moins étonnante entre les variétés possibles et les variétés existantes.

Sept cas différens.

Les quatre lois de décroissement expliquent la structure de toutes les modifications sous lesquelles se présentent les cristaux.

1°. Tantôt les décroissemens se font à la fois sur tous les bords ou tous les angles.

Exemples : Dodécaëdres à plans rhombes, octaëdres venant du cube.

2°. Tantôt sur certains bords, ou sur certains angles.

3°. Tantôt ils sont uniformes par une, deux, trois rangées, etc.

4°. Tantôt la loi varie d'un bord à l'autre, d'un angle à l'autre.

5°. Tantôt les décroissemens sur les bords concourent avec les décroissemens sur les angles.

6°. Tantôt un même bord, un même angle subit successivement plusieurs lois de décroissement.

7°. Tantôt enfin, le cristal secondaire a des faces parallelles à celles de la forme primitive, et qui produisent de nouvelles modifications, en se combinant avec les faces résultant des décroissemens.

De-là, la distinction de formes secondaires simples, celles qui sont dues à une loi unique dont l'effet est de masquer complétement le noyau; et formes secondaires composées, celles qui proviennent de plusieurs lois simultanées, ou d'une seule loi, mais qui n'a pas atteint sa limite, de sorte qu'il reste des faces parallelles à celles du noyau.

Variétés possibles.

A ne prendre que les deux lois les plus simples, c'est-à-dire, par une ou deux rangées, le spath calcaire est susceptible de 2044 formes différentes. (On n'en connoît que 40.)

Haüy en a trouvé une variété à décroissemens de six rangées.

Ordinairement il ne passe pas quatre rangées : le calcul établi sur cette base donne 8,388,604 ; et si l'on admettoit le décroissement jusqu'à 10 et 12, avec les décroissemens intermédiaires et mixtes (ce qui n'est pas impossible), le nombre seroit effrayant.

Il y a donc une limite à cette action de décroissement; mais qu'est-ce qui fixe cette limite ? Quelle est la loi qui la donne? Cela reste à découvrir.

§. II.

Propriétés générales des Sulfates.

Les sulfates sont amers; il y en a de solubles et d'insolubles.

Soumis à l'action du calorique, ils se fondent et se volatilisent, mais ils ne se décomposent pas.

Les uns sont déliquescens, et les autres éflorescens.

Tous sont décomposés par le charbon; il se forme des sulfures et de l'acide carbonique. Tous précipitent les dissolutions de barite.

Pour reconnoître un sulfate en dissolution dans l'eau, on a trois moyens très-simples : 1°. par la barite; 2°. au

chalumeau, il se forme un sulfure; 3°. l'alcool précipite sur-le champ toutes les dissolutions de sulfates, et les précipite cristallisées.

L'ordre d'attraction des bases pour l'acide sulfurique est comme il suit :

Barite, potasse, soude, strontiane, chaux, ammoniaque, magnésie, glucine, alumine et zircone.

§. III.

Sulfate de barite.

On a longtemps regardé le sulfate de barite comme une pierre : on l'appeloit terre pesante, spath pesant.

On le trouve dans la nature, mêlé à l'alumine, au plâtre, aux mines, filons, gangues, etc. Il est cristallisé en rhombes, prismes à six pans; il est souvent blanc, demi-transparent, gris, opaque, jaune, vert, etc. Souvent il est accompagné de sulfure de fer.

Il est sans saveur, insoluble, sa pesanteur varie par sa contexture, ou par les matières étrangères qu'il contient. Il pèse 4,400, l'eau à 1,000.

Il perd au feu son eau de cristallisation; il ne fond qu'à un très-grand feu; il se ramollit et coule ensuite, mais il ne coule jamais liquide; il fond en globules au chalumeau.

Point altéré par l'air; insoluble dans l'eau.

On le décompose par l'oxide de carbone; à cet effet, on met en poudre du sulfate de barite; on le mêle avec un huitième de son poids de charbon ordinaire; on chauffe le tout dans un creuset : on obtient ainsi un sulfure. On dissout ce sulfure dans l'eau, on filtre, on fait évaporer,

pour obtenir des cristaux ; ou bien, on verse dans ce sulfure dissout dans l'eau, de l'acide nitrique : il se forme un nitrate de barite, que l'on décompose par le calorique, pour obtenir la barite pure.

Lorsqu'on verse de l'acide nitrique sur le sulfure de barite, l'eau se décompose; il se dégage du gaz hidrogène sulfuré et du gaz nitreux. Le soufre se précipite, presque toujours mêlé de charbon; il faut, pour s'assurer si la décomposition est complète, mettre excès d'acide.

Lorsqu'on prépare le sulfure de barite, il se forme une proportion beaucoup plus grande d'hidrogène sulfuré que dans les autres sulfures; ce qui dépend principalement de la forte tendance qu'a la barite à se combiner avec l'acide sulfurique, ce qui explique l'odeur beaucoup plus vive qui se dégage dans la décomposition de ce sulfure, que dans celle des autres. On voit par là pourquoi, lorsqu'on dissout un sulfure de barite, il reste une portion considérable de sulfate de barite; mais c'est un sulfate régénéré.

Le sulfure de barite a des caractères qui le distinguent. Si l'on fait évaporer une dissolution d'un sulfure de barite qui vient d'être préparé, il se forme une cristallisation confuse et abondante. Qu'on filtre promptement la partie cristallisée, qu'on la soumette à la presse dans du papier, qui s'imbibe de la liqueur, on a une substance cristalline et blanche, qui est de l'hidro-sulfure de barite; la liqueur qui s'en est séparée, est du sulfure de barite, lequel contient, comme tous les autres sulfures dissous, une portion considérable d'hidrogène sulfuré.

Le sulfure de barite, ainsi que le sulfate, présente un

phénomène dont nous devons la connoissance à *Vincenzo Casciarolo*, cordonnier d'Italie.

On prend du sulfure ou du sulfate de barite; on le réduit en poudre dans un mortier de verre; on en fait une pâte avec un peu de mucilage de gomme adragant; on en forme des gâteaux, minces comme des lames de couteaux; on fait sécher ensuite ces gâteaux, et on les calcine fortement en les mettant au milieu des charbons dans un fourneau qui tire bien : on ne les en retire que lorsque le charbon est consumé et le fourneau refroidi; on les nétoie par le moyen d'un soufflet; on les expose à la lumière pendant quelques minutes, et en les portant dans un lieu obscur, on les voit briller comme un charbon ardent. Ces gâteaux luisent même dans l'eau; ils perdent peu-à-peu cette propriété, et on la leur rend en les chauffant de nouveau; c'est ce qu'on nomme *phosphore de Boulogne.*

Les alcalis ne décomposent pas le sulfate de barite; aussi, faut-il l'attaquer par double affinité. Pour cela, on chauffe dans un creuset, deux parties de sulfate de barite, avec une de carbonate de potasse; il se forme alors du carbonate de barite et du sulfate de potasse; c'est ainsi que *Schèele* et *Bergman* en ont extrait la barite pure.

Les acides forts n'ont point d'action sur le sulfate de barite, parce que l'acide sulfurique est le plus adhérent de tous à la terre, qui sert de base à ce sel.

Le sulfate est décomposé par les carbonates de potasse et de soude.

Le sulfate de barite est composé d'acide sulfurique 13, barite 84, eau 3. Ces proportions diffèrent dans le sulfate artificiel, acide 38, barite 64, eau 3.

Le sulfate de barite n'est d'aucun usage ; on en extrait la barite pour l'usage de la chimie.

§. I V.

Sulfate de potasse.

Le sulfate de potasse existe dans les végétaux ; on le retire par incinération.

Il y a des salins du commerce qui contiennent moitié de leur poids de sulfate de potasse.

Les cendres des végétaux en tiennent une très-grande quantité, surtout ceux qui croissent loin de la mer ; car, près de la mer, ils contiennent plutôt du sulfate de soude ; on le sépare des cendres par leur lixiviation dans l'eau.

Ce sel portoit autrefois différens noms, tels que *tartre vitriolé*, *sel de duobus*, *sel polychreste de Glazer*, *arcanum duplicatum*, *vitriol de potasse*, etc.

Pour préparer ce sel, on met dans une terrine de grès, quatre parties de potasse, que l'on fait dissoudre dans douze parties d'eau chaude. On verse peu-à-peu de l'acide sulfurique étendu d'eau : il se fait une vive effervescence, si l'on emploie la potasse du commerce ; car, avec la potasse pure, il n'y en a pas : alors, on continue de verser de l'acide jusqu'à ce que la liqueur n'ait point de saveur alcaline, ni acide, ou jusqu'à ce que la liqueur ne change point la couleur du papier teint de tournesol : c'est ce que l'on nomme point de saturation ; on filtre la liqueur, et on la fait évaporer jusqu'à légère pellicule. On obtient par refroidissement un sel, dont la forme est un solide

à dix-huit côtés, terminé à chaque extrémité par une pyramide à six faces.

Le sulfate de potasse a une saveur amère, assez désagréable.

Sur les charbons ardens, il décrépite; c'est le dégagement de son eau de cristallisation.

Il n'est pas décomposé par le calorique; il se fond en un émail, si on l'expose à un grand feu.

Fondu au chalumeau, il est transparent, et devient opaque par refroidissement; cela vient de ce que, quand un sel est dissous par l'eau, ou par le feu, ses molécules étant divisées, écartées, la lumière le traverse; et en se refroidissant, tout se resserre, la lumière ne passe plus tout devient opaque.

Ce sel n'est point altéré par l'air.

Le sulfate de potasse est décomposé par le charbon.

Si l'on chauffe fortement dans un creuset, parties égales de charbon et de sulfate de potasse, il se forme du sulfure de potasse; le charbon absorbe l'oxigène de l'acide sulfurique, et se dégage à l'état de gaz acide carbonique.

On peut ainsi dans les arts, transformer du sulfate de potasse, en sulfure par le charbon; et décomposant ensuite ce sulfure par la chaux, on obtiendroit un sulfure de chaux insoluble, et la potasse resteroit à nud.

Ce sel n'est soluble que dans 16 parties d'eau, d'autres disent 18, à la température de 15 degrés, échelle de *Réaumur*. L'eau bouillante paroît en dissoudre presque le quart de son poids : par refroidissement, on l'obtient cristallisé, pourvu toutefois que l'eau en soit parfaitement saturée; sans cela, il faut employer l'évaporation.

Ce sel est décomposé en partie par l'acide nitrique.

On met dans une cornue de verre, parties égales de sulfate de potasse en poudre, et d'acide nitrique à 34 degrés. On y adapte un récipient, et l'on pose la cornue sur un bain de sable; on soumet ensuite le mélange à la distillation.

Ou bien, on met le mélange dans un matras, on fait chauffer jusqu'à ce que le sel soit dissous, on verse la liqueur dans une capsule de verre : elle fournit par le refroidissement, des cristaux de nitre; cependant tout le sulfate n'est pas décomposé, on obtient encore du sulfate acide de potasse.

L'acide muriatique opère le même effet.

Parmi les bases, il n'y a que la barite qui décompose ce sel.

Si l'on verse une dissolution de barite dans une dissolution de ce sel, il se forme un précipité de sulfate de barite.

Proportions : acide sulfurique 40, potasse 52, eau 8.

Le sulfate de potasse est d'usage en médecine, on s'en sert aussi pour faire cristalliser le sulfate d'alumine.

On peut encore décomposer le sulfate de potasse par le sulfite de barite, les nitrates de barite, de strontiane, et de chaux, les muriates de barite, de strontiane et de chaux, le phosphate de barite, le phosphite de barite, le fluate et borate de barite.

§. V.

Sulfate acide de potasse.

Le sulfate de potasse a la propriété de se charger d'une plus grande quantité d'acide sulfurique, qu'il ne lui en faut pour se constituer sulfate de potasse.

Si l'on chauffe dans une cornue du sulfate de potasse, avec le tiers de son poids d'acide sulfurique concentré, ce sel reste imprégné d'acide, et acquiert des propriétés nouvelles.

Il rougit les couleurs bleues végétales.

Il cristallise en grimpant sur les parois des vases, en aiguilles fines; on a cru remarquer qu'il grimpe toujours vers le côté éclairé.

Sa saveur est très-aigre, piquante et amère; il est composé de 67 parties de sulfate de potasse et de 33 d'acide en excès.

Il fait effervescence avec les alcalis saturés d'acide carbonique; il n'attire pas l'humidité de l'air.

Il se fond au feu, beaucoup plus facilement que le sulfate de potasse; il en résulte une espèce de verre, ou d'émail blanc opaque, d'une saveur très-acide. A un grand feu l'acide se volatilise.

Il est beaucoup plus dissoluble dans l'eau que le sulfate de potasse neutre.

Ce sel est plus facilement décomposé par les corps combustibles, tels que l'hidrogène, le carbone rouge, et par le soufre qui s'empare de l'excès d'acide, et qui le volatilise à l'état d'acide sulfureux.

La barite le décompose; on le rappelle à l'état neutre par la potasse.

Si l'on ajoute du sucre à la dissolution de ce sel, on imite ainsi une sorte de limonade laxative.

§. VI.

Sulfate de soude.

Ce sel est plus abondant dans la nature, que le sulfate de potasse; on le trouve en assez grande quantité dans les eaux de la mer, dans celles de certaines fontaines salées, et surtout dans plusieurs eaux minérales, en Lorraine: on lui donne improprement le nom de sel d'*Epsom*, nom d'un sel que l'on envoie d'Angleterre d'une fontaine nommée *Epsom*.

On l'a nommé aussi *sel de Gaubler*, parce qu'il a été découvert par ce Chimiste.

Quand on veut obtenir ce sel très-pur, on met dans une terrine de grès des cristaux de soude, ou carbonate de soude: on les fait dissoudre dans une suffisante quantité d'eau chaude; on verse peu-à-peu dans cette dissolution de l'acide sulfurique affoibli; il se fait une vive effervescence, due au dégagement de l'acide carbonique. On continue d'en mettre jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de mouvement, et que le mélange soit bien saturé; ce que l'on reconnoît encore avec le papier réactif. On filtre la liqueur presque bouillante, et on la fait évaporer convenablement: elle fournit par le refroidissement de très-beaux cristaux. Il cristallise en prismes à six pans cannelés dans sa longueur, dont deux sont constamment plus larges que les autres; il est terminé par une pyramide à deux pans, formant un toit.

On l'obtient souvent, dans les laboratoires, de la décomposition du muriate de soude par l'acide sulfurique.

Ce sel admet dans la formation de ses cristaux plus que la moitié de son poids d'eau.

Il a une saveur salée, amère et fraîche.

Mis en contact avec le calorique, on obtient deux espèces de fusion : l'une qui est due à l'eau qui entre dans la formation de ses cristaux, et que l'on appelle *fusion aqueuse*; l'autre, quand on opère à l'aide d'une grande chaleur : on la nomme *fusion ignée*. La manière dont le sulfate de soude se comporte au feu, donne un exemple de ces deux espèces de fusion.

Lorsqu'on expose ce sel à l'action du calorique, il se liquéfie assez promptement : cette fusion n'est donc qu'une dissolution de la matière saline par l'eau chaude.

Si l'on continue de faire chauffer ce sel, après l'avoir fait liquéfier, il se dessèche, blanchit et coule : si on le laisse refroidir dans cet état, il ressemble à l'émail blanc ; mais il n'est pas décomposé.

Enfin, si on l'expose longtemps à un feu violent, il se réduit en vapeurs.

L'air réduit peu-à-peu les cristaux de sulfate de soude; ils tombent en une poussière blanche très-fine. On donne à ce phénomène le nom d'*efflorescence*. Cet effet n'a lieu que parce que ce sel perd l'eau qui entre dans la combinaison de ses cristaux ; aussi, l'efflorescence n'est-elle jamais plus rapide et plus marquée, que lorsque l'air est très-sec, et par conséquent très-avide d'humidité ; il y a donc ici une affinité plus grande entre l'eau et l'air, qu'entre l'eau et la matière saline.

La nature du sel n'est pas changée; on peut lui rendre sa forme cristalline, en lui restituant l'eau qu'il a perdue.

On peut faire, par le feu, l'opération lente à l'air.

Le

Le carbone décompose ce sel, ainsi que quelques métaux. Il ne faut pas croire cependant que cette décomposition ait lieu, parce que ces substances enlèvent l'acide sulfurique; mais bien parce qu'ils s'emparent de l'oxigène de la base; or, l'oxigène est là un principe éloigné de ce sel, tandis que la soude et l'acide en sont les principes prochains : ainsi les combustibles agissent seulement sur un des principes éloignés, et l'on obtient un sulfure.

Si l'on décompose ensuite ce sulfure, à l'aide d'un acide, l'acide carbonique, par exemple, on a un sel qui, étant calciné, donne de la soude pure.

On a proposé ce moyen pour décomposer le sulfate de soude; mais le charbon seul ne suffit pas, il faut y joindre un carbonate calcaire; dans ce cas, la chaux absorbe le soufre : mille parties de sulfate de soude, cinq cent cinquante parties de charbon, et mille de carbonate calcaire suffisent. On obtient un sulfure de chaux et du carbonate de soude, que l'on peut séparer par le lessivage.

Schèele a vu qu'en mêlant dans une dissolution de sulfate de soude, de la chaux vive, il se forme, en laissant le mélange exposé à l'air, du carbonate de soude, qui se cristallise, et grimpe contre les parois du verre; le même effet a lieu avec le muriate de soude.

Le sulfate de soude se dissout très-facilement dans l'eau, et la refroidit. Ce froid provient de la quantité de calorique qu'absorbe le sulfate pour devenir liquide. A 10 degrés de chaleur, l'eau n'en dissout que le 5e. de son poids; l'eau bouillante dissout presque son poids de ce sel.

Mêlé avec le double de son poids de glace, il produit 2 degrés de froid, la température étant au terme de la congélation.

Parmi les bases salifiables, il n'y a que la barite qui le décompose. En versant une dissolution de cette terre dans de l'eau saturée de sulfate de soude, il se forme un sel insoluble, sulfate de barite, et la soude reste dissoute dans l'eau.

La potasse pure et caustique, mêlée à une dissolution de sulfate de soude, le décompose, parce qu'elle a plus d'affinité avec l'acide sulfurique, que n'en a la soude.

Le sulfate de soude se combine encore avec l'acide sulfurique; il en résulte un sulfate acide, comme celui de potasse.

Les acides nitrique et muriatique décomposent ce sel, avec les mêmes circonstances.

Diverses espèces de sel ont aussi la propriété de le décomposer; tels que les sulfites de barite et de potasse, les nitrates de barite, de potasse, de strontiane, de chaux, les muriates de barite, de potasse, de strontiane et de chaux; les phosphates et phosphites de barite et de potasse; les fluates de barite et de potasse; les borates de barite et de potasse, et le carbonate de potasse.

Ce sel est souvent employé en médecine. L'analyse y a démontré 27 parties d'acide, 15 de soude, et 58 d'eau.

§. VII.

Sulfate de strontiane.

On ne connoissoit pas autrefois ce sulfate; la strontiane se trouvoit à l'état de carbonate terreux à Strontian, dans l'Argyleshire, dans la partie occidentale du nord de l'Ecosse, accompagnant un filon de mine de plomb. C'est à M. *Klaproth* que l'on doit la connoissance de ce sel. On

en a découvert depuis peu une grande quantité en France. *Voyez* Strontiane.

D'après les expériences de *Vauquelin*, le sulfate de strontiane natif, est composé de carbonate de chaux 0,10; eau, 0,5; sulfate de strontiane, 0,83.

Ce dernier est lui-même composé sur cent parties de strontiane 0,54; acide sulfurique 0,46.

Le sulfate de strontiane n'a pas de saveur; il est insoluble, très-blanc, lorsqu'il est pur; cristallisé, pesant.

Ce sel est fusible à une haute température, et il répand une lueur phosphorique d'un jaune purpurin lorsqu'on le traite au chalumeau.

Le charbon décompose le sulfate de strontiane, mais il faut préalablement enlever, par un acide, le carbonate de chaux qui y est mêlé : on se sert ordinairement d'acide nitrique; on lave bien la partie non soluble dans cet acide, et on la traite par le charbon, comme nous l'avons indiqué pour le sulfate de barite.

On obtient ainsi un sulfure de strontiane que l'on décompose par l'acide nitrique : il se forme un nitrate de strontiane; quand on veut avoir la strontiane pure, on chauffe ce nitrate dans une cornue, ou mieux, dans un creuset d'argent, l'acide nitrique se décompose, se dégage, et la strontiane reste pure.

Le sulfate de strontiane est soluble dans l'excès de son acide : phénomène qu'on ne peut obtenir avec le sulfate de barite.

La barite, la potasse et la soude décomposent le sulfate de strontiane par la voie sèche.

Plusieurs sels décomposent le sulfate de strontiane; de ce nombre sont les sulfites de barite, de potasse, de

soude, le nitrate de barite; le muriate de barite, les phosphates de barite, de potasse, de soude et d'ammoniaque; les fluates de potasse, de soude et d'ammoniaque; les borates de barite, de potasse, de soude et d'ammoniaque; enfin, par les carbonates de barite, de potasse et de soude.

§. VIII.

Sulfate de chaux.

Le sulfate de chaux, connu vulgairement sous le nom de gypse, plâtre, sélénite, est très-abondant dans la nature: il est composé de 46 parties d'acide, de 32 de chaux, et de 22 d'eau.

On compte jusqu'à neuf variétés de sulfate de chaux: il y en a en gros cristaux, en masses déposées, en petites écailles, etc.

Ce sel n'a pas de saveur sensible.

Au feu, il décrépite légèrement, et devient d'un blanc mat; il forme ce qu'on appelle le *plâtre fin*. Il perd, par cette calcination, environ 20 pour 100 de son poids.

Ce sel n'est pas décomposable à l'air; il perd seulement un peu de sa transparence, et présente différentes couleurs et se brise. A l'humidité, il se dégrade facilement.

Il faut 70 à 72 parties d'eau pour en dissoudre une de sulfate de chaux. Après la dissolution, l'eau est plus pesante, d'une saveur fade, lourde sur l'estomac. L'eau des puits de Paris en tient en dissolution; car, si on la laisse déposer, on y trouve du sulfate de chaux en très-petits cristaux, ou en poussière grise.

Les légumes durcissent, si on les fait cuire dans ces

sortes d'eaux. On peut faire cette expérience, en faisant cuire comparativement un légume (des haricots), dans de l'eau chargée de ce sel, et dans de l'eau pure. Il faut prendre une quantité égale d'eau et de haricots, et les faire cuire dans le même espace de temps.

Le charbon décompose le sulfate de chaux; et, si le plâtre n'est pas bien sec, on obtient aussi du gaz hidrogène carboné.

On prend une cornue de grès; l'on y introduit un mélange de charbon en poudre et de plâtre, environ $\frac{1}{8}$ de charbon et $\frac{7}{8}$ de plâtre; on adapte à la cornue un tube recourbé, qui va plonger sous une cloche dans la cuve pneumato-chimique.

Le sulfate de chaux se réduit à l'état de sulfure, que l'on retrouve dans la cornue, et l'on obtient sous la cloche du gaz acide carbonique et du gaz hidrogène carboné.

Le sulfure de chaux contient moins d'hidrogène sulfuré que celui de potasse.

Quand on veut préparer l'hidro-sulfere de chaux, on délaie de la chaux dans de l'eau distillée, et on l'imprègne d'eau chargée d'hidrogène sulfuré : on sépare la liqueur, et on la sature avec excès de gaz hidrogène sulfuré.

La barite, la strontiane et les alcalis, ont plus d'affinité que la chaux avec l'acide sulfurique. En versant une dissolution de ces substances dans une eau chargée de sulfate de chaux, il se forme un précipité.

Si l'on met digérer du sulfate de chaux impur avec l'acide muriatique, le sulfate de chaux se précipite en cristaux, et la chaux reste dissoute dans la liqueur.

On calcine le plâtre pour les bâtimens avec du bois, et la flamme le traverse; il se forme en même temps un

peu de sulfure de chaux ; aussi, si l'on gâche le plâtre frais cuit, il répand une odeur d'hidrogène sulfuré, très-sensible.

Le plâtre calciné n'est pas pur : il s'y trouve de la chaux vive, qui est la cause de la chaleur qu'il prend, lorsqu'on le gâche. Cette chaleur vient encore du calorique de l'eau solidifiée, qui se dégage pendant la cristallisation.

Si l'on verse un acide sur du plâtre pur, il n'y a pas d'effervescence ; mais, si c'est de la pierre à plâtre, il y a effervescence, parce que l'acide carbonique du carbonate de chaux qui s'y trouve, se dissipe.

Lorsque le plâtre est cuit, et gardé trop longtemps, il fait effervescence avec un acide, parce que la chaux qu'il contient a eu le temps de reprendre de l'acide carbonique ; acide qu'il avoit perdu par la calcination : aussi, est-il essentiel, pour conserver le plâtre pur, de le priver, autant qu'il est possible, du contact de l'air.

Si l'on gâche le plâtre calciné, il reprend son eau de cristallisation, et la solidifie.

Le plâtre employé durcit, 1°. parce que le sulfate de chaux se cristallise ; 2°. parce que la chaux absorbant l'acide carbonique, se purifie, et c'est l'entrelacement de ces cristaux de deux espèces, qui est la cause de la solidité.

C'est le carbonate de chaux, qui est dans le plâtre, qui est cause que les plâtras se salpètrent très-promptement, lorsque les murs sont exposés à l'humidité et aux matières animales ; la chaux, alors, se combine avec l'acide nitrique qui se forme.

Le sulfate de chaux est décomposé par les sulfites de

barite, de potasse et de soude, par les nitrates de barite, de strontiane, les muriates de barite, de strontiane, les phosphates de barite, de strontiane, de potasse, de soude, d'ammoniaque et d'alumine : on dit que quelques phosphites ont aussi cette propriété; les fluates alcalins décomposent aussi ce sel, ainsi que les borates et les carbonates alcalins.

§. IX.

Sulfate d'ammoniaque.

On nomme sulfate d'ammoniaque, le résultat de la combinaison de l'acide sulfurique avec l'ammoniaque.

On appeloit autrefois ce sel, *vitriol ammoniacal, sel secret de Glauber,* parce que c'est ce Chimiste qui l'a découvert.

On dit l'avoir trouvé en efflorescence blanche, aux environs des volcans, et en cristaux, autour de la bouche du Vésuve, et l'avoir retiré de quelques eaux de Toscane : on a dit aussi qu'on en avoit vu à la surface de la terre, en efflorescence, comme le nitre aux environs de Turin; mais cela paroît encore douteux. *Bergman* n'en a point trouvé dans les eaux qu'il a examinées; cependant, comme il y a beaucoup de soufre et d'ammoniaque dans la nature, cette combinaison peut se former; mais étant très-soluble dans l'eau, elle disparoît; elle attire même l'humidité.

Pour préparer ce sel, on met dans un ballon du carbonate d'ammoniaque; on le fait dissoudre dans une suffisante quantité d'eau, on verse peu-à-peu dans cette disso-

lution de l'acide sulfurique, jusqu'à ce que le mélange soit au point de saturation; il se fait chaque fois une vive effervescence. Lorsque le mélange est saturé, on filtre la liqueur, on la fait évaporer à une douce chaleur, jusqu'à légère pellicule; ou bien, on peut faire cristalliser ce sel spontanément; mais il faut une basse température et un repos parfait, et recouvrir la capsule d'une gaze ou d'un papier percé de petits trous.

Ce sel cristallise en prismes comprimés à six pans, dont deux plus larges que les autres; d'autres disent qu'il cristallise à quatre pans terminés par une piramide quadrangulaire.

Sa saveur est amère, urineuse.

Le sulfate d'ammoniaque fond dans son eau de cristallisation.

Si on le chauffe davantage, il se durcit et l'ammoniaque se dégage en partie, et si l'on continue l'action du calorique, il se volatilise au dôme de la cornue en sulfate acide d'ammoniaque; ce qui vient de la double affinité qui s'exerce, surtout celle du calorique pour l'ammoniaque.

Cette décomposition démontre que le sulfate d'ammoniaque peut devenir sulfate acide, ainsi que le sulfate de potasse (1).

---

(1) Le sulfate acidule d'ammoniaque n'est pas décomposé par l'eau, il cristallise très-bien; il rougit la teinture de tournesol. Il ne faut cependant pas s'en rapporter à la rubescence de cette teinture, pour juger qu'un sel ammoniac est à l'état d'acidule, car les sels ammoniacaux bien neutres rougissent si on les chauffe. Comme la teinture de tournesol n'est autre chose qu'une teinture

Il absorbe l'humidité de l'air en hiver, et presque pas en été.

Le sulfate d'ammoniaque ne peut pas être décomposé par les combustibles comme les autres sulfates, car il n'y a que la portion d'oxigène excédante dans l'acide sulfurique qui se dissipe; il ne reste que l'acide à l'état d'acide sulfureux : or, cet acide sulfureux ne peut retenir tout l'ammoniaque; une grande partie se volatilise.

Dans l'expérience avec l'oxide de carbone, cette substance enlève l'excès d'oxigène; il reste de l'acide sulfureux et un sulfite; mais comme le sulfite se volatilise très-facilement, il se sublime, par ce moyen, il échappe à la décomposition du charbon, et il passe de l'ammoniaque et de l'acide carbonique.

Quelquefois même, dans cette opération, il se forme de l'acide prussique, provenant du carbone et de l'ammoniaque.

Deux parties d'eau froide en dissolvent une de ce sel, et l'eau bouillante en dissout son poids; il cristallise par refroidissement, mais la cristallisation est confuse.

Dans sa dissolution dans l'eau, il produit du froid, et ce froid est beaucoup plus sensible que celui que donnent les autres sels, attendu qu'il s'y dissout plus promptement.

Mêlé avec la glace, il produit un grand froid.

---

rouge bleuie avec de la soude, l'ammoniaque que l'on éprouve, attire à lui la soude, et le tournesol paroît alors dans son état primitif. On s'assure de la parfaite neutralité de ces sels, en les essayant sur une dissolution de carbonate de magnésie; s'il y a présence d'acide, il y a effervescence.

Les acides nitrique et muriatique ne décomposent pas entièrement ce sel.

Le sulfate d'ammoniaque est décomposé par la barite; il se forme un sulfate de barite insoluble.

La strontiane opère le même effet que la barite.

La chaux vive décompose aussi ce sel; le mélange s'échauffe et l'ammoniaque se dégage. Si l'on fait cette opération dans une cornue, on peut en extraire l'ammoniaque.

Quand la magnésie agit à froid et par la voie humide, elle ne décompose qu'en partie le sulfate d'ammoniaque; il se forme, avec l'autre portion, un sel à deux bases, ou un sel triple.

La potasse et la soude forment, avec ce sel, des sels solubles, et l'ammoniaque se dégage à l'état de gaz.

Toutes ces substances ont la propriété de décomposer le sulfate d'ammoniaque à froid, et par la seule trituration à sec, ou par le simple mélange des dissolutions.

Le sulfate d'ammoniaque est aussi décomposé, 1°. par les sulfites alcalins; 2°. par les nitrates alcalins et alcalino-terreux, ainsi que par le nitrate ammoniaco-magnésien; 3°. par le muriate d'alumine, les muriates alcalins, alcalino-terreux, et muriate ammoniaco-magnésien; 4°. par les phosphates de barite, de soude et d'ammoniaque; 5°. par les fluates alcalins; 6°. par les borates de soude et de potasse; 7°. enfin, par les carbonates de magnésie, de chaux, et alcalins.

Proportions de ce sulfate, d'après *Kirwan :* acide sulfurique, 0,42; ammoniaque, 0,40; eau, 0,18.

§. X.

Sulfate de magnésie.

Le sulfate de magnésie est connu en pharmacie sous le nom de sel d'*epsom*, parce qu'on le retiroit d'Angleterre, d'une fontaine appelée *Epsom.*

On l'a aussi appelé sel d'Egra, sel de Sedlitz, sel de canal; d'autres, sel cathartique amer.

Ce sel existe dans les eaux de la mer, et dans celle des puits de Paris, dans les eaux-mères, d'où l'on a tiré le sel marin.

Il existe dans les pyrites martiales, dans les matériaux de l'alun, etc.

On purifie le sulfate de magnésie du commerce, en le dissolvant dans l'eau, et le faisant cristalliser.

On peut aussi préparer ce sulfate en saturant la magnésie pure d'acide sulfurique.

Dans le commerce, la cristallisation du sulfate de magnésie est confuse; ce sont des petites aiguilles.

Si on le fait cristalliser spontanément, on obtient des prismes à quatre pans égaux, lisses, terminés par quatre piramides égales. Pour l'obtenir ainsi, il faut en faire une dissolution dans l'eau froide, et l'exposer à l'air.

Il est d'une amertume extrême. Toutes les eaux salées amères sont ordinairement des dissolutions plus ou moins fortes de sulfate de magnésie.

Il est d'un blanc grisâtre, un peu brillant.

Exposé au calorique, il perd presque toute son eau de cristallisation, ce qui le réduit à presque moitié de son poids; il éprouve aussi une fusion aqueuse.

A un feu violent il coule, mais il ne se décompose pas; et si, après avoir été fondu, on le verse dans un vase, il reprend l'humidité de l'air, et brise le vase qui le contient.

Il est légèrement éflorescent à l'air bien sec.

Le sulfate de magnésie est très-dissoluble dans l'eau; il ne demande que deux parties de ce fluide froid, pour être tenu en dissolution. L'eau chaude peut en dissoudre le double de son poids.

Pour décomposer ce sulfate par le charbon, on mèle ensemble du sulfate de magnésie avec un huitième de son poids de charbon en poudre : on introduit ce mélange dans une cornue de grès, à laquelle est adapté un tube recourbé qui va plonger sous une cloche à l'appareil à gaz. A l'aide du calorique, le charbon s'empare de l'oxigène du sulfate, et il se forme du sulfure de magnésie. Il faut avoir attention de chauffer doucement, pour ne pas décomposer le sulfure lui-même, car le soufre tient peu à la magnésie : il passe sous la cloche du gaz hidrogène carboné; ce gaz provient de l'eau des matières qui se décomposent.

Si, sur cette dissolution de sulfure de magnésie, l'on verse de l'acide sulfurique, on refait du sulfate de magnésie, et on en retire ainsi le soufre pur en filtrant. Puis, on peut, en ajoutant un alcali caustique, retirer la magnésie de la dissolution du sulfate qui s'est reformé. La liqueur tient le soufre très-divisé, et passe à travers le filtre; mais il se floconne en le faisant bouillir.

Si l'on ajoute à du sulfate de magnésie un peu d'acide sulfurique, on a un sulfate de magnésie, avec excès d'acide; et si l'on y verse de l'ammoniaque, il ne s'y

forme pas de précipité, parce que l'ammoniaque ne décompose pas le sulfate de magnésie avec cet excès d'acide, mais il se forme un sel triple.

La barite enlève l'acide sulfurique à ce sel. Si l'on emploie de la barite dissoute dans l'eau pure, le sulfate de barite et la magnésie se précipitent ensemble; mais si l'on emploie une dissolution acide, le muriate de barite, par exemple, le sulfate de barite se précipite, et la magnésie reste dans la liqueur, à l'état de muriate de magnésie.

Le sulfate de magnésie est décomposé par la potasse et la soude.

La potasse caustique précipite la magnésie en flocons blancs très-purs, et il se forme du sulfate de potasse.

La chaux précipite la magnésie du sulfate de magnésie; il se forme du sulfate de chaux, mais il faut opérer à grande eau.

L'ammoniaque décompose à froid une partie du sulfate de magnésie; mais le précipité est léger, et toute la magnésie n'en est pas séparée; car, si après avoir filtré, on essaye la liqueur avec la potasse, on a encore un précipité.

Mais si l'on fait évaporer lentement la liqueur, on a un sel triple, ammoniaco-magnésien.

Le sulfate de magnésie est aussi décomposé par plusieurs sulfites, par les nitrates alcalins et par les muriates de barite, de strontiane et de chaux; les phosphates, fluates, borates et carbonates alcalins, ont également la même propriété.

Le sulfate de magnésie est très-employé en médecine; *Bergman* a reconnu, par l'analyse qu'il en avoit faite,

que ce sel contenoit : acide sulfurique, 0,33; magnésie, 0,19; eau, 0,48.

§. X I.

Sulfate ammoniaco-magnésien.

C'est à *Bergman* et au cit. *Fourcroy* que nous devons la connoissance de ce sel.

On le prépare comme nous l'avons indiqué ci-dessus.

Le sulfate ammoniaco-magnésien peut aussi se former directement, en mêlant des dissolutions de sulfate de magnésie avec du sulfate d'ammoniaque : la liqueur se trouble sur-le-champ, et cristallise peu de temps après.

Ce sel, comme le dit le cit. *Fourcroy*, est une vraie union de deux sels, et non pas comme l'expression de sel triple pourroit le faire croire, une combinaison de la même quantité d'acide sulfurique, en même temps aux deux bases.

Ce sel est amer, a une saveur urineuse, est moins soluble que le sulfate d'ammoniaque, et plus que le sulfate de magnésie; il cristallise en dodécaèdre, quelquefois à quatre pans.

Il se décompose au feu.

On reconnoît la présence de l'ammoniaque dans ce sel, en le triturant avec de la chaux, de la barite ou de la strontiane.

On y reconnoît la magnésie, en le précipitant par un alcali caustique; et si l'on ajoute après de la chaux avec un peu d'eau, l'odeur d'ammoniaque se dégage.

Lorsqu'on chauffe ce sel triple avec force, le sulfate

ammoniacal s'évapore, et il reste du sulfate de magnésie au fond de la cornue.

Les alcalis le décomposent complétement : ce sel se comporte avec la plupart des sels précédemment énoncés comme avec le sulfate de magnésie.

Le cit. *Fourcroy* a trouvé, par son analyse, qu'il contenoit : sulfate de magnésie, 0,68 ; sulfate d'ammoniaque, 0,32.

§. XII.

Sulfate de glucine.

La glucine se combine très-bien avec l'acide sulfurique, soit lorsqu'elle est libre, soit à l'état de carbonate; dans ce dernier cas, il se produit une effervescence assez vive.

Le sel qui résulte de cette combinaison est très-soluble dans l'eau, en sorte que sa dissolution devient épaisse comme un syrop, avant de cristalliser : on obtient des aiguilles ou des prismes mal formés.

La saveur de ce sel est très-sucrée et légèrement astringente.

Exposé au feu, il se boursoufle comme l'alun ; et si on le fait rougir assez fortement, il se décompose entièrement : l'acide sulfurique s'échappe en vapeurs, et la terre reste pure.

Le charbon décompose, à l'aide du feu, le sulfate de glucine, et il en résulte un sulfure.

Aucun acide ne décompose ce sel, d'où il suit que l'acide sulfurique l'emporte sur tous les autres par son affinité pour cette terre.

Les alcalis et les terres, excepté l'alumine, le décomposent, en s'emparant de l'acide sulfurique, avec lequel ils ont une attraction plus forte.

L'infusion de noix de galle, ajoutée à la dissolution, donne un précipité blanc jaunâtre.

Le sulfate de glucine est décomposé par un grand nombre de sels; la plupart des sulfites, nitrates, muriates, phosphates, fluates, borates et carbonates, jouissent de cette propriété.

§. XIII.

Des diverses espèces de sulfates d'alumine.

On connoît plusieurs états de sulfate d'alumine; le plus commun est le sulfate acide d'alumine et de potasse ou d'ammoniaque, *alun du commerce.*

On le trouve dans le voisinage des volcans, sur les laves et sur plusieurs rochers. Pour obtenir le sulfate d'alumine, on expose les mines d'alun à l'air et à la pluie, ou on les fait brûler; le soufre qui s'y trouve forme, par sa réunion avec l'oxigène qu'il absorbe, de l'acide sulfurique, et s'unit à l'alumine : on combine le tout dans l'eau à l'aide du feu; on le laisse refroidir, et l'on a du sulfate acide d'alumine pur.

On y mêle toujours un peu d'alcali, soit des cendres, soit du sulfate de potasse ou de l'ammoniaque, même de l'urine pourrie; tous ces sels sont nécessaires pour l'obtenir cristallisé, et pour ôter sa viscosité. C'est ce qui fait que, d'après les travaux du cit. *Vauquelin*, sur les diverses

verses manières d'être de la combinaison de l'alumine avec l'acide sulfurique, qui se trouve en même temps uni à d'autres bases, on doit distinguer sept états dans cette combinaison ;

1°. Sulfate d'alumine ; c'est l'union artificielle de l'acide sulfurique et de l'alumine : ce sel est astringent, il cristallise en lames, ou feuillets plians, soluble dans l'eau : ce sel n'étoit pas connu ;

2°. Sulfate acide d'alumine ; c'est le précédent avec excès d'acide : il n'en diffère que parce qu'il rougit les couleurs bleues végétales. On le fait aisément, en dissolvant le précédent dans l'acide sulfurique ; tandis qu'on ne le convertit que très-difficilement en sulfate d'alumine neutre, et qu'en le faisant bouillir longtemps avec sa terre : comme le premier, ce sel n'a pas été décrit ;

3°. Sulfate d'alumine et de potasse saturé ; c'est l'alun des chimistes, saturé de sa terre : ses caractères sont d'être pulvérulent, insipide, indissoluble, incristallisable, et de se convertir aisément en véritable alun par l'acide sulfurique ;

4°. Sulfate acide d'alumine et de potasse. Il est aisé à préparer chimiquement, il ressemble beaucoup à l'alun ordinaire ; cependant *Vauquelin* n'a trouvé que celui de la Tolfa qui soit de cette nature ;

5°. Sulfate acide d'alumine et d'ammoniaque : on le fait facilement dans nos laboratoires ; il n'a point été rencontré pur dans le commerce ;

6°. Sulfate acide d'alumine, de potasse et d'ammoniaque ; c'est la nature de l'alun le plus fréquemment fabriqué dans les manufactures : ainsi nous lui réservons le nom d'alun, pour le distinguer ;

7°. Le sulfate acidule d'alumine et de potasse. *Vauquelin* propose ce nom, parce qu'en ajoutant un peu plus de potasse à la dissolution, qu'il n'est nécessaire pour en obtenir des cristaux octaëdres, il passe à la forme cubique.

§. XIV.

Du Sulfate acide d'alumine, de potasse ou d'ammoniaque; alun.

On distingue six espèces d'alun dans le commerce;

1°. Alun de glace ; 2°. Alun de Rome ; 3°. Alun de Naples ; 4°. Alun de Smyrne ; 5°. L'alun de France : on en prépare dans les fabriques de Chaptal, à Javelle près Paris, dans plusieurs autres manufactures ; on mêle l'eau acide, qui provient de la rectification de l'acide sulfurique, avec de l'argille de Gentilly dans des caisse de bois, exposées à l'air pendant cinq à six mois : ensuite on lessive la masse ; 6°. on extrait l'alun de schistes éflorescens et des produits volcaniques.

L'alun cristallise par refroidissement : ces cristaux sont des octaëdres, mais avec plusieurs modifications.

Ce sel se liquéfie à une douce chaleur ; il se boursoufle beaucoup, et il offre une masse très-volumineuse, légère, d'un blanc mat, et remplie de beaucoup de cavités. Il est peu altéré ; il rougit le syrop de violettes, sa saveur est beaucoup plus forte : c'est ce qu'on nomme *alun calciné.*

L'alun perd en chauffant ainsi son eau de cristallisation, et une très-petite partie de son acide. Car, si on fait cette expérience dans des vaisseaux clos, l'eau que

l'on retire est acide. Cependant l'alun calciné est toujours avec excès d'acide; cela vient de ce que les molécules d'alun ayant une extrême affinité les uns avec les autres, laissent aller l'acide qui y reste interposé. Cependant à un grand feu on peut séparer l'acide de sa base.

Le sulfate d'alumine s'éfleurit légèrement à l'air. L'alun se dissout dans 15 parties d'eau froide.

Beaucoup de matières combustibles décomposent l'alun. Prenons pour exemple le charbon.

On mêle ensemble huit parties de charbon en poudre, sur une d'alun; on introduit le tout dans une cornue, et l'on y adapte l'appareil pneumato-chimique.

A l'aide du calorique, on obtient sous la cloche du gaz acide carbonique, et ce qui reste dans la cornue, est un sulfite d'alumine.

On décompose encore l'alun par les matières animales et végétales : cette décomposition produit une substance qui s'enflamme à l'air, et qu'on a appelée *pyrophore*.

On prend trois parties d'alun contre une de miel, de farine, de sucre; l'une ou l'autre de ces substances opèrent le même effet. On fait dessécher les deux matières dans une poèle de fer, ou dans une cuiller de meme métal, ayant soin de les remuer avec une spatule. Les matières se liquéfient d'abord; elles se boursouflent ensuite, et se réduisent en grumeaux : lorsque la matière est en cet état, on la pulvérise grossièrement : on achève de la dessécher; elle forme alors une poudre noire charbonneuse. On la met dans un petit matras à long col; il ne faut le remplir qu'aux trois quarts : on place ce matras dans un creuset avec du sable, et on en recouvre

la boule : on met dans un fourneau le creuset qui contient le matras, et l'on chauffe par degrés, jusqu'à faire rougir le matras, ou jusqu'à ce qu'il sorte du matras une flamme bleuâtre; on la laisse brûler quelques minutes ; on ôte le feu du fourneau, et on laisse refroidir le matras ; on verse le pyrophore qu'il contient dans un flacon de cristal bien bouché.

Les chimistes ne sont pas encore d'accord sur la vraie dénomination de ce composé; les uns le regardent comme un sulfure d'alumine, mêlé d'une petite quantité de charbon ; d'autres, comme le citoyen *Fourcroy*, pensent que le pyrophore contient un sulfure hidrogéné de potasse et d'alumine mêlé de carbone extrêmement divisé.

Si l'on verse un peu de ce sulfure sur du papier à l'air libre, il prend feu. Lorsque le pyrophore est un peu lent à brûler, on accélère son inflammation, en répandant dessus la légère vapeur humide qui sort de la bouche.

L'inflammation du pyrophore ne se fait que dans un air chargé d'humidité, il ne brûle pas à l'air sec ; l'humidité est absorbée par la matière, et le calorique de cette humidité dégagé, élève la température de cette matière : alors, elle brûle elle-même, le charbon et le soufre, dans cette combinaison, régénère de l'acide sulfurique et du sulfate d'alumine, et il se dégage un peu d'acide carbonique.

Voici comme le cit. *Fourcroy* explique sa combustion : il use, dit-il, entièrement le gaz oxigène atmosphérique, et le convertit en partie en acide carbonique ; une autre partie se fixe dans le soufre qu'elle fait passer

à l'état d'acide sulfurique ; en sorte que, lorsque le pyrophore a brûlé, il ne contient plus de sulfure hidrogéné comme auparavant, mais du sulfate d'alumine et de potasse ; ce n'est plus de l'alun, parce qu'il a perdu son excès d'acide qui lui donne son caractère.

Lorsqu'on le jette dans l'eau, il répand une odeur fétide, et donne une dissolution de sulfure de potasse et d'alumine hidrogéné.

Tous les acides décomposent ce sulfure ; l'acide nitrique précipite du soufre un peu rouge, ce qui provient, de ce qu'étant oxigéné par l'acide, il est à l'état d'oxide de soufre, et il se forme du nitrate d'alumine. On obtient sous la cloche, quand on fait cette expérience dans des vaisseaux fermés, du gaz azote et du gaz acide carbonique. Quand le gaz nitreux est tout décomposé, il cède son oxigène au pyrophore et le brûle, le soufre s'acidifie, et l'on retrouve un peu de sulfate d'alumine.

L'acide sulfurique concentré et l'acide sulfureux enflamment aussi le pyrophore.

Le même effet a lieu dans le gaz acide muriatique oxigéné.

L'alun est décomposé par la barite, la chaux, la strontiane, la magnésie ; la glucine, et par tous les alcalis ; versés dans une dissolution de ce sel, ils en précipitent l'alumine. L'alumine que l'on obtient ainsi est rarement pure. *Voyez* alumine.

L'alun est aussi décomposé par un grand nombre de sels ; la plupart des sulfites, nitrates, nitrites, muriates, phosphates, fluates, borates et carbonates décomposent ce sel par une double attraction.

Le cit. *Vauquelin* a trouvé dans cent parties d'alun

de fabrique, sulfate d'alumine, 0,49 ; sulfate de potasse, 0,07 ; eau, 0,44.

L'alun est d'un usage très-étendu, soit en médecine, soit dans les arts.

§. X V.

Sulfate de zircone.

M. *Klaproth* est le premier qui ait fait connoître ce sel. Le cit. *Vauquelin* a ajouté au travail du savant chimiste de Berlin quelques détails sur le caractère et les propriétés de ce sel.

Pour que les combinaisons de la zircone avec les acides s'opèrent facilement, il faut qu'elle soit très-divisée et encore humide, telle qu'elle est lorsqu'elle vient d'être précipitée de ces dissolvans ; si elle a été desséchée au feu, ou même à la chaleur d'une étuve, elle ne se prête que difficilement à ces compositions. Cette terre adhère aux acides, car l'action de la chaleur, même médiocre, suffit pour en rompre les liens ; cette vérité est d'ailleurs démontrée par les alcalis, et toutes les autres terres qui lui enlèvent les acides.

L'acide sulfurique et la zircone s'unissent aisément, et le sel qui résulte de cette combinaison est blanc, insoluble dans l'eau, et sans saveur sensible.

La chaleur le décompose, et laisse la zircone pure.

Il n'éprouve aucun changement à l'air, et l'eau ne dissout ce sel que lorsqu'elle est acide.

A une haute température, le charbon convertit ce sulfate en sulfure.

Ce sulfure est très-dissoluble dans l'eau, et sa dissolu-



Appareil pour préparer les Sulfites.

A

B

C

D

E

E

E

1 Mètre

Girard del.

Delettre Sculp.

tion fournit, par l'évaporation, des cristaux d'hidro-sulfure de zircone.

Ce sel ne subit aucun changement, dans sa nature intime, de la part des autres acides.

Les terres et les alcalis le décomposent, ainsi que la plupart des sels à base d'alcali, et ces décompositions n'ont lieu que par attractions doubles superflues.

Proportions : — Inconnues.

On n'emploie encore à aucun usage le sulfate de zircone.

§. XVI.

Des Sulfites.

On appelle sulfites, les combinaisons de l'acide sulfureux avec les terres et les alcalis. C'est aux cit. *Fourcroy* et *Vauquelin* que nous devons la connoissance de ces sels. *Voyez* Annales de chimie, tome 24. Ces composés se nommoient auparavant sels sulfureux.

Pour faire les sulfites en général, on peut mêler des dissolutions alcalines ou terreuses, avec de l'eau chargée d'acide sulfureux.

Ou bien, en faisant passer de l'acide sulfureux sur les bases; ou bien enfin, et c'est la meilleure manière, c'est de mettre du mercure et de l'acide sulfurique dans une cornue, il se forme de l'acide sulfureux gazeux, produit de la décomposition de l'acide sulfurique par le mercure.

A, Cornue de verre lutée, posée sur des barres de fer dans un fourneau contenant le mercure et l'acide sulfurique; on y adapte un tube recourbé qui va plonger dans un flacon B, dans lequel on met de l'eau pour absorber

l'acide sulfurique qui pourroit passer sans être décomposé ; de ce flacon, part un tube, qui va se rendre dans une autre bouteille C, à trois tubulures, dans laquelle on met une dissolution de carbonate de potasse ; on peut mettre ainsi autant de flacons que l'on a de sulfites à préparer ; le dernier est terminé par un tube de sûreté à boules, dont l'extrémité plonge sous une cloche D, dans l'appareil pneumato-chimique. Il faut avoir soin de mettre dans la tubulure du milieu de chaque flacon, un petit tube E, dont une des extrémités doit plonger de quelques millimètres dans l'eau, et l'autre rester dans l'atmosphère, afin que, pendant l'opération, si la chaleur vient à diminuer, ou après qu'elle est finie, il donne passage à l'air extérieur, à mesure que le gaz diminue de volume par le refroidissement, et empêche par-là, que la dissolution du sulfite ne remonte dans le premier flacon, et ne se mêle à l'eau qu'il contient, par la pression de l'atmosphère.

Pour vérifier si un appareil, aussi compliqué, perd en quelques endroits, on insufle de l'air avec la bouche par le premier tube de sûreté E. Cet air doit arriver dans la cloche D, en vainquant l'opposition qu'il éprouve de la part des colonnes fluides qu'il traverse dans son passage ; opposition qui le porteroit à s'échapper, s'il avoit issue par les assemblages : les flacons tubulés sont sujets à avoir des ouvertures aux soudures des tubulures.

Le tout ainsi disposé, on chauffe légèrement la cornue, l'acide sulfureux se dégage à l'état de gaz, et sature la potasse, la soude, etc. Il passe sous la cloche D, de l'acide carbonique, qui provient de l'acide carbonique qui les dégage de la décomposition des carbonates liquides

que contiennent les flacons, carbonates, qui se décomposent à mesure que l'acide sulfureux chasse l'acide carbonique, pour s'emparer de la base, et en composer des sulfites.

Ce moyen de preparer les sulfites, est le plus avantageux; car on peut les obtenir cristallisés, sans faire évaporer.

Si on les faisoit avec l'acide sulfureux liquide, il faudroit faire évaporer, et l'évaporation donnant accès à l'oxigène, il peut se former de l'acide sulfurique et des sulfates.

Propriétés génériques des sulfites.

Les sulfites n'ont point d'odeur. Lorsqu'ils ne sont pas neutres, ils décolorent entièrement les couleurs bleues végétales : voilà pourquoi on employe la vapeur du soufre, ou l'acide sulfureux, pour blanchir la soie, le linge, etc.

Ils ont une saveur marquée d'acide sulfureux; ils sont décomposés par le calorique.

Le gaz oxigène les change en sulfates : les sulfites peuvent servir d'eudiomètres, surtout celui d'ammoniaque, car c'est celui de tous les sulfites qui passe le plus facilement à l'état de sulfate par le seul contact de l'oxigène de l'atmosphère.

Les uns sont dissolubles dans l'eau, les autres ne le sont pas, excepté avec excès d'acide.

Ils sont décomposés par les acides.

Ils sont tous convertis en sulfure par le charbon, excepté celui d'ammoniaque.

Les alcalis et les terres agissent sur ces sels en raison

de leurs affinités pour l'acide sulfureux; ainsi la barite décompose tous les autres sulfites, ensuite la strontiane, la chaux, la potasse, la soude, la magnésie, l'ammoniaque, la glucine, l'alumine et la zircone.

§. XVII.

Sulfite de barite.

Pour préparer ce sel, on mêle une dissolution de sulfite de soude ou d'ammoniaque, avec une dissolution de muriate de barite; le sulfite de barite se présente alors sous la forme de très-petites aiguilles, qui se précipitent au fond de la liqueur.

Ce sel n'a pas de saveur sensible, il est blanc, opaque.

Le calorique en chasse le soufre excédant, et il passe à l'état de sulfate. Le soufre se cristallise au col du matras.

Le charbon décompose le sulfite de barite, et le change en sulfure en lui enlevant son oxigène.

Ce sel n'est pas dissoluble dans l'eau, au moins d'une manière sensible; l'acide sulfureux le rend un peu dissoluble.

Les acides sulfurique, muriatique et nitrique, décomposent le sulfite de barite, en produisant un pétillement très-violent, et un gonflement très-considérable.

L'acide muriatique oxigéné le change entièrement en sulfate.

Le sulfate de barite n'est décomposé par aucune substance terreuse ou alcaline.

Ce sel cristallisé, suivant les cit. *Fourcroy* et *Vau-*

quelin, est composé dans ces proportions : barite 0,59, acide sulfureux 0,39, eau 0,02.

Le cit. *Fourcroy* emploie avec succès le sulfate de barite dissout dans l'eau par le moyen de l'acide sulfureux, pour reconnoître si cet acide est pur, et pour en séparer l'acide sulfurique qu'il pourroit contenir.

§. XVIII.

Sulfite de chaux.

Le meilleur procédé pour préparer le sulfite de chaux, c'est de faire passer du gaz acide sulfureux au milieu du carbonate de chaux délayé dans l'eau.

Quand la liqueur est bien saturée, il cristallise sur les parois du flacon en aiguilles transparentes.

Sa saveur est d'abord presque nulle, elle imite ensuite celle de l'acide sulfureux.

Le calorique fait passer ce sel à l'état de sulfate.

Ce sel cristallisé perd un peu de sa transparence, mais il ne se convertit que très-lentement en sulfate.

Ce sel demande environ huit cents parties d'eau pour se dissoudre, mais il devient plus soluble par excès d'acide : c'est ainsi qu'on peut l'obtenir cristallisé, en exposant à l'air sa dissolution dans l'acide sulfureux.

Il n'y a que la barite qui décompose le sulfite de chaux : l'acide se dissipe et laisse le sel à l'état de pureté : ce dont on peut s'assurer en mêlant une dissolution de cette terre alcaline avec une dissolution de sulfite de chaux neutre, qui y forme un léger précipité.

Les acides minéraux le décomposent. L'acide sulfuri-

que en dégage l'acide sulfureux, avec effervescence. On peut même l'en extraire ainsi dans l'état de la plus grande pureté.

L'acide nitrique et l'acide muriatique oxigéné le convertissent en partie en sulfate de chaux. Proportions : chaux 0,47, acide sulfureux 0,48, eau 0,15.

§. XIX.

Sulfite de potasse.

Stahl est le premier qui ait fait connoître ce sel, depuis longtemps on le nommoit sel sulfureux de *Stahl*. Les cit. *Berthollet*, *Fourcroy* et *Vauquelin* ont ensuite fait connoître plus particulièrement ce sel.

Pour le préparer on prend du carbonate de potasse cristallisé très-pur ; on le dissout dans trois fois son poids d'eau distillée, et on y conduit du gaz acide sulfureux.

Lorsque l'effervescence n'a plus lieu par la présence de l'acide sulfureux, on cesse l'opération, et la liqueur donne ordinairement des cristaux en refroidissant, qui présentent la forme d'une lame rhomboïdale alongée ; souvent sa cristallisation offre de petites aiguilles divergentes d'un centre commun.

Ce sel est blanc et transparent ; sa saveur est piquante et sulfureuse.

Exposé à une chaleur brusque, il décrépite, perd son eau de cristallisation ; il rougit ensuite, répand quelques vapeurs d'acide sulfureux ; enfin, il s'en sépare une portion de soufre, et le résidu est du sulfate de potasse, avec un léger excès d'alcali.

Si l'on expose ce sel à l'air, il s'éfleurit légèrement, devient opaque et dur, sa saveur piquante et sulfureuse disparoît; il en acquiert une autre qui est âcre et amère; alors il ne fait plus d'effervescence avec les acides.

Le charbon décompose ce sel; à cet effet, on prend douze parties du sel desséché; on le met dans une cornue avec une partie de charbon en poudre fine : on chauffe jusqu'à l'incandescence. On obtient, 1°. une petite quantité d'eau; 2°. de l'acide carbonique; 3°. une certaine quantité de gaz hidrogène sulfuré; 4°. enfin, il reste dans la cornue une masse rouge très-soluble dans l'eau, et qui répand une odeur fétide d'hidrogène sulfuré, d'où les acides dégagent cette matière à l'état de gaz, et précipitent du soufre : on obtient donc un vrai sulfure de potasse hidrogéné.

Le gaz hidrogène décompose aussi le sulfite de potasse. On met dans un canon de porcelaine du sulfite de potasse très-sec; on fait passer ce tube à travers un fourneau, on adapte à son extrémité supérieure un appareil pour dégager du gaz hidrogène, et à l'extrémité inférieure, un tube qui va plonger dans un flacon sec. On chauffe légèrement le tube de porcelaine; et par le passage du gaz hidrogène, il se forme de l'eau : il reste dans le tube du sulfure de potasse.

Le sulfite de potasse est dissoluble dans une quantité d'eau, à-peu-près égale à la sienne : cette dissolubilité augmente par la chaleur.

Parmi les acides, les uns décomposent le sulfite de potasse, en en séparant l'acide sulfureux; les autres, en changent la nature, sans en chasser l'acide, mais en y portant une portion d'oxigène, et en le convertissant en

acide sulfurique. Le premier de ces effets appartient aux acides sulfurique, muriatique, phosphorique et fluorique : le second, aux acides nitrique et muriatique oxigéné. Les acides boracique et carbonique ne lui font éprouver aucun changement à froid.

La barite et la chaux sont les seules qui décomposent le sulfite de potasse ; ainsi, dans une dissolution de ce sel, si l'on verse de l'eau de chaux ou de barite, on obtient un précipité, et la potasse reste pure.

On ne connoît pas les proportions de ce sel.

§. XX.

Sulfite de soude.

On prépare du sulfite de soude, en mettant dans une bouteille de *Woulf* une partie de carbonate de soude cristallisé, avec deux parties d'eau distillée; on y fait passer du gaz acide sulfureux, jusqu'à ce que l'effervescence soit passée. Lorsque la saturation approche de sa fin, une portion de sulfite de soude cristallise au fond de la liqueur.

Sa forme est un prisme à quatre pans, dont deux très-grands et deux petits, terminés par des pyramides dihètres. Ce sel est blanc, parfaitement transparent ; sa saveur est fraîche, et ensuite sulfureuse.

Il se comporte au feu, absolument comme le sulfite de potasse, à l'exception seulement qu'il éprouve la fusion aqueuse.

Il s'effleurit à l'air, et se convertit ensuite en sulfate de soude, mais moins promptement que le sulfite de potasse.

Ce sel, mêlé avec un douzième de son poids de char-

bon en poudre, et chauffé dans une cornue, fournit d'abord un peu d'eau, ensuite de l'acide carbonique, mêlé d'une portion de gaz hidrogène sulfuré; enfin, il reste dans la cornue un sulfure de soude hidrogéné.

Les acides minéraux lui font éprouver les mêmes changemens qu'au sulfite de potasse.

La barite, la chaux et la potasse décomposent le sulfite de soude. Le précipité que l'on obtient est du sulfite de barite, ou de chaux, ou de potasse, suivant que l'on a employé l'une ou l'autre de ces terres.

Les sulfates de chaux, d'ammoniaque et de magnésie le décomposent.

On y a trouvé, par l'analyse : soude, 18; acide sulfureux, 31; eau, 51.

§. XXI.

Sulfite de soude sulfuré, ou avec excès de soufre.

Cette nouvelle combinaison, découverte par le citoyen *Chaussier*, et examinée depuis par le cit. *Vauquelin*, présente un nouveau genre de sulfites que l'on n'a pas encore étudié.

Ce que nous savons de plus particulier sur ce sel est dû aux chimistes que je viens de citer.

Voici comme on peut préparer le sulfite de soude avec excès de soufre :

1°. En faisant bouillir du soufre avec une dissolution de sulfite de soude bien neutre, on obtient un sel qui, s'il ne contient pas de sulfate, ne précipite point la dissolution de barite.

2°. On peut former également ce sel avec un mélange de sulfite de soude et d'hidrogène sulfuré, d'acide sulfureux et d'hidro-sulfure de soude, avec le sulfite de soude et l'hidro-sulfure de soude; mais toutes les fois que l'on présente à l'acide sulfureux, ou au sulfite de soude, du soufre uni à l'hidrogène, ce dernier corps est brûlé, et le soufre mis à nud se combine à une portion du sulfite ou de l'acide sulfureux non décomposé.

L'hidrogène sulfuré, qui se dégage du sulfite de soude sulfuré par l'acide sulfurique, n'est pas une raison de croire qu'il existe dans ce sel; car le dégagement n'a lieu sensiblement qu'avec ce sel à l'état solide, et l'acide sulfurique concentré : s'il existoit dans le sulfite de soude sulfuré, il donneroit quelques signes de sa présence, par les dissolutions métalliques.

Lorsque ce sel est pur, il est transparent et cristallisé en forme de prisme quarré, terminé par une pyramide à six faces.

Il ne s'éfleurit point, et ne tombe point en déliquescence.

Il n'altère point les couleurs bleues ou violettes des végétaux.

Il a une saveur fraîche, légèrement amère et sulfurée.

Il n'a aucune odeur.

Sur les charbons ardens, il entre facilement en fusion, brûle ensuite avec l'odeur et la flamme du soufre.

Il est insoluble dans l'alcool.

L'eau en dissout près de trois fois son poids.

Tous les acides, même le sulfureux, le décomposent et en précipitent le soufre, du moins en partie.

L'addition des acides sulfurique, nitrique, muriatique,

produit

produit d'abord un dégagement de gaz hidrogène sulfuré, qui est bientôt accompagné et suivi de gaz acide sulfureux.

Il précipite le plus grand nombre des dissolutions métalliques, mais avec des phénomènes particuliers; ainsi, il précipite le nitrate de mercure en jaune, tandis que le sulfite de soude le précipite en blanc.

Il précipite le muriate de platine en noir, tandis que le sulfite de soude le précipite en rose.

Il ne revivifie pas l'or de la dissolution nitro-muriatique; mais le précipite en jaune-brun.

Il ne précipite pas les dissolutions sulfuriques de cuivre.

Si l'on chauffe ce sel dans une cornue, il se fond, se dessèche, laisse ensuite échapper une portion de soufre qui se sublime; il ne se dégage pas un atôme de gaz; ce qui reste dans la cornue prend une couleur rouge, et communique cette couleur à la dissolution aqueuse.

L'eau de barite, en petite quantité, ne forme point de précipité dans la solution de ce sel.

L'acide sulfureux en sépare du soufre.

Si l'on mêle à une dissolution de sulfate de soude une petite quantité d'eau très-chargée d'hidrogène sulfuré, cette eau perd entièrement son odeur, et la dissolution n'est point altérée; si l'on verse de cette eau jusqu'à ce que l'odeur de l'hidro-sulfure reste sensible, alors la dissolution devient laiteuse, et dépose une grande quantité de soufre. La liqueur éclaircie et évaporée, fournit une matière épaisse dont l'alcool sépare le sulfure hidrogéné, et il reste un liquide épais qui donne un sel d'une saveur amère et alcaline, dont les acides dégagent du gaz acide sulfureux, et précipitent du soufre. L'hidrogène sulfuré décompose donc du sulfite de soude.

Le cit. *Chaussier* croit ce sel peut-être intéressant par l'usage que l'on peut en faire en médecine. Comme il n'a pas l'odeur fétide des sulfures et des hidro-sulfures, on peut l'employer avec avantage dans tous les cas où l'on employoit ce genre de préparation ; ainsi, on peut en prescrire l'usage, soit en bains, soit en douches, soit intérieurement, sous forme de pilules ou de boissons, et déjà le cit. *Chaussier* s'en est servi avec avantage dans le traitement de plusieurs affections rebelles de la peau.

§. XXII.

Sulfite de strontiane.

Inconnu.

§. XXIII.

Sulfite d'ammoniaque.

Pour former le sulfite d'ammoniaque cristallisé, il faut faire passer, de la manière qui a été décrite, du gaz acide sulfureux dans de l'ammoniaque liquide concentrée. Quand l'eau est parfaitement saturée d'ammoniaque, il se dépose des cristaux transparens et très-réguliers, formés par la portion de sulfite d'ammoniaque, que l'eau ne tenoit en dissolution que parce qu'elle étoit chaude.

Ce sel a la forme d'un prisme à six pans, terminé par des pyramides à six faces.

Sa saveur est fraîche et piquante ; il laisse sur la fin une impression semblable à celle de l'acide sulfureux.

Il se volatilise au feu sans décomposition ; il attire l'humidité de l'air, et passe bientôt à l'état de sulfate.

Le charbon ne le convertit pas en sulfure, parce qu'il se volatilise trop promptement.

Il est très-dissoluble dans l'eau, et cristallise par refroidissement.

Tous les acides minéraux, excepté les acides boracique et carbonique, décomposent ce sel. Cette décomposition se fait avec chaleur et effervescence, et l'on peut recueillir l'acide sulfureux, à l'état de gaz au-dessus du mercure.

La barite décompose ce sulfite. Si l'on broie de la barite en poudre avec ce sel cristallisé, desséché, ou même dissous dans l'eau, l'ammoniaque se dégage.

La chaux se comporte comme la barite. La magnésie en poudre, chauffée avec du sulfite d'ammoniaque, le décompose entièrement.

La magnésie décompose aussi ce sel dissous dans l'eau, si l'on expose le mélange à une chaleur capable de faire bouillir la liqueur.

A une température moyenne, la magnésie ne décompose pas entièrement le sulfite d'ammoniaque; il se forme un sel triple, composé de magnésie et d'ammoniaque.

La potasse et la soude décomposent aussi le sulfite d'ammoniaque.

Principes constituans : ammoniaque, 29; acide sulfureux, 60; eau, 11.

§. XXIV.

Sulfite de magnésie.

Pour former ce sel, on met dans un flacon de *Woulf* une partie de carbonate de magnésie, avec deux parties

d'eau distillée, et on y fait passer du gaz acide sulfureux. Si l'on ne fait entrer que la quantité d'acide sulfureux, simplement nécessaire à la saturation de la magnésie, on n'aperçoit pas de changement sensible dans le volume de cette matière; et si l'on n'étoit pas assuré, par le dégagement de l'acide carbonique, qui a lieu pendant cette opération, et par la fixation du gaz acide sulfureux, qu'il se forme une combinaison, on seroit tenté de croire qu'il n'y a pas d'action entre cet acide et le carbonate de magnésie. La plus grande partie de sulfite de magnésie formé reste au fond de la liqueur; mais en accumulant, lorsque l'effervescence est passée, une nouvelle quantité d'acide sulfureux sur la masse de sulfite de magnésie, celle-ci se dissout entièrement dans la liqueur, et une partie du sel se sépare en cristaux transparens par le refroidissement.

Cette dissolution de sulfite de magnésie, exposée à l'air, dans une capsule, perd peu-à-peu l'excès d'acide sulfureux qu'elle contient, et dépose des cristaux transparens.

Ce sel est blanc transparent; sa forme est un tétraëdre surbaissé; sa saveur est douceâtre et terreuse au commencement, et sulfureuse à la fin.

Exposé au feu, il se ramollit, se boursoufle, et devient ductile comme une gomme; en continuant ainsi de le chauffer, après qu'il a perdu son eau de cristallisation, l'acide sulfureux s'en sépare, et la magnésie reste pure.

Il devient opaque à l'air, et se change peu-à-peu en sulfate; mais il faut beaucoup de temps.

Le charbon réduit en poussière, et chauffé dans une cornue avec douze parties de sulfite de magnésie, lui enlève l'oxigène et le convertit en sulfure de magnésie.

Ce sel est un peu dissoluble dans l'eau.

Les acides minéraux produisent sur ce sel les mêmes effets que sur les autres sulfites.

Les substances terreuses et alcalines, déjà examinées, décomposent toutes le sulfite de magnésie. Les substances terreuses forment avec sa dissolution, un dépôt composé des nouveaux sulfites formés, et de magnésie. La potasse et la soude opèrent le même effet; mais la magnésie, dans ce cas, se précipite pure, parce que ces sulfites alcalins sont dissolubles.

L'ammoniaque ne forme aucun précipité dans la dissolution acide de ce sel, parce que le sulfite d'ammoniaque s'unit sans décomposition avec le sulfite de magnésie.

Les composans de ce sel sont : magnésie, 16; acide sulfureux, 39; eau, 45.

§. XXV.

Sulfite ammoniaco-magnésien.

Ce sel n'est ni usité ni complétement connu.

§. XXVI.

Sulfite de glucine.

Inconnu.

§. XXVII.

Sulfite d'alumine.

On peut se servir, pour préparer ce sulfite, des mêmes procédés que nous avons indiqués.

Ce sel ne cristallise pas; il se prend en une masse ductile et mollasse.

Le feu en dégage l'acide sulfureux sans altération.

Il est indissoluble dans l'eau.

Les acides minéraux, les terres et les alcalis le décomposent.

D'après l'analyse des cit. *Fourcroy* et *Vauquelin*, ce sel est composé de, alumine, 44 ; acide sulfureux, 32 ; eau, 24.

§. XXVIII.

Sulfite de zircone.

Inconnu.

§. XXIX.

Des Nitrates.

Les nitrates ont, 1°. une saveur fraîche et piquante ; 2°. ils donnent du gaz oxigène par la chaleur, et laissent un résidu alcalin ou terreux ; 3°. ils brûlent avec flamme beaucoup de corps combustibles, lorsqu'on élève suffisamment leur température ; 4°. enfin, ils répandent des vapeurs blanches avec de l'acide sulfurique concentré.

§. XXX.

Nitrate de barite.

On prépare ce sel, en décomposant le sulfure de barite par l'acide nitrique, ou en saturant cet acide avec du carbonate de barite naturel ou artificiel. *Voyez* la Leçon sur le sulfate de barite.

Ce sel cristallise en octaèdre ; sa saveur est piquante et styptique comme les sels métalliques.

Exposé à l'action du calorique dans une cornue, il se décompose, fournit du gaz oxigène, mêlé de gaz azote. Cette opération a fourni au cit. *Vauquelin* la barite pure. *Voyez* cet article.

Ce sel est peu altérable à l'air.

Il demande au moins dix à douze parties d'eau froide, pour se dissoudre; l'eau chaude en dissout beaucoup plus, de manière que la plus grande partie se cristallise par le refroidissement.

Plusieurs acides décomposent ce sel; les acides sulfurique, oxalique et tartareux, sont de ce nombre.

Le nitrate de barite n'est pas décomposé par les terres, ni par les alcalis.

Une foule de sels le décomposent, tels qué les sulfates, les carbonates, etc.

Proportions : Acide nitrique, 38; barite, 50; eau, 12.

Ce sel est utile pour reconnoître la présence de l'acide sulfurique. On peut s'en servir pour séparer cet acide, qui se trouve quelquefois dans l'acide nitrique, et qui empêche de l'employer dans des expériences exactes.

§. XXXI.

Nitrate de potasse.

Ce sel existe dans la nature, mais en petite quantité; tantôt à la surface du sol, comme dans l'Inde; tantôt à la surface des murailles calcaires, aux voûtes de caves, sous des arceaux de ponts, etc. : on l'appelle dans le commerce, *nitre de houssage*, parce qu'on le ramasse avec des balais, *salpétre*, *sel de nitre*, etc.

Pour obtenir le salpètre des plâtras, ou autres terres

salpêtrées, on dépose les terres dans des tonneaux placés sur des chantiers ; on verse de l'eau par-dessus, jusqu'à ce qu'elles en soient recouvertes de la hauteur d'un décimètre. Lorsque l'eau a séjourné pendant cinq à six heures sur ces terres, on la laisse écouler par des ouvertures pratiquées au bas des tonneaux, d'où elle tombe dans un demi-canal, qui la conduit dans une recette commune, enfoncée dans la terre. Quand la saturation est faite, ce que l'on reconnoît à l'aréomètre de Baumé, il faut qu'il marque dix à douze degrés; on laisse déposer les boues, et on fait couler la liqueur claire dans la chaudière de cuite, pour être soumise à l'évaporation.

Quand la chaudière est en ébullition, à mesure que la liqueur s'évapore, il se précipite de la terre calcaire, ensuite du muriate de soude. On reconnoît que la cuite est assez avancée, lorsqu'en en mettant une goutte sur un fer froid, elle se fige et présente la forme d'un globule blanc et solide ; alors on arrête le feu, on laisse reposer la liqueur vingt-quatre heures : on la décante et on la fait cristalliser.

Des produits de la cuite.

On obtient de la cuite quatre produits différens : les bases terreuses qui s'y précipitent, les écumes qui viennent à sa surface, le sel marin qui se cristallise pendant l'évaporation ou le repos de la liqueur, enfin les eaux mères restant après la cristallisation du salpêtre. Il ne faut rejeter aucun de ces produits qu'après en avoir retiré tout le salpêtre qu'ils contenoient.

Bases terreuses. Ces bases terreuses retiennent une portion d'eau de la cuite, et par conséquent du salpêtre :

pour les en dépouiller, on les lave dans un cuvier; et l'eau provenant de ce lavage, est employée à fondre de la potasse pour les saturations, ou mise dans une autre cuite, si elle est assez forte.

Écumes. Les écumes contiennent, outre les matières grasses ou extractives, les bases terreuses ramenées à la surface du sel marin, et beaucoup de salpêtre : pour en extraire ce dernier, on les délaie avec suffisante quantité d'eau, en écrasant les parties les plus dures; on enlève la partie surnageante, et on en retire l'eau sans troubler le dépôt qui s'y est formé. Cette eau est ajoutée aux cuites suivantes, et les résidus sont jetés sur les terres neuves, pour être lessivés avec elles.

Muriate de soude. Ce sel cristallisé dans l'eau de la cuite chargée de salpêtre, en retient nécessairement une certaine quantité; pour l'en retirer, on le lave avec de l'eau chaude. On peut amasser les produits de plusieurs cuites pour les laver ensemble et à moins de frais : à cet effet, on fait chauffer de l'eau dans la chaudière; quand elle est en ébullition, on y jette une portion de sel, on l'agite, on le retire avec l'écumoire dans un panier placé sur la chaudière; on le remplace par une nouvelle portion de sel, qu'on renouvelle jusqu'à ce que l'amas en soit épuisé. L'eau de lavage de sel se joint à celle de cuite, ou on la fait évaporer séparément, si elle est assez chargée.

Eaux-mères. Les eaux-mères sont, de tous les produits de la cuite, celui dont les salpétriers doivent le plus s'occuper. Ces eaux contiennent beaucoup de salpêtre à base terreuse, qui, dans la saturation par la potasse, ou en passant sur les cendriers, n'a pas trouvé la quantité d'alcali nécessaire à sa décomposition; il faut

la lui fournir : mais il est bien important de ne pas outrepasser la quantité d'alcali qu'exige ce salpêtre à base terreuse ; le surplus seroit employé en pure perte à décomposer le sel marin calcaire, à former du muriate de potasse, qu'il faudroit séparer du salpêtre et rejeter ensuite.

On peut décomposer les eaux-mères par deux procédés différens : ou en employant directement la potasse, ou en les passant sur des cendriers : dans l'un ou l'autre cas, il faut les étendre dans environ quatre fois leur volume d'eau pure, d'eaux de lavage, ou mieux encore, d'eaux de lessive ou de buanderie. On ne doit négliger aucune occasion de se procurer ces dernières, qui présentent l'avantage de contenir une certaine quantité d'alcali.

Si l'on veut saturer ces eaux-mères par la potasse, on en fait dissoudre dans le double de son poids d'eau, à raison de 12 décagr. par 5 hectogrammes (4 onces par liv.) d'eau-mère, avec laquelle on mêlera cette dissolution peu-à-peu. Ce mélange, qui réussit mieux à chaud qu'à froid, peut se faire dans la chaudière, d'où on le retire pour le verser dans un cuvier, au fond duquel les bases terreuses, devenues libres, se déposent.

Si, au lieu de peser l'eau-mère, on trouvoit plus commode de la mesurer, alors il suffit de savoir qu'un litre (une pinte mesure de Paris) d'eau-mère pèse ordinairement 15 hectogr. (3 livres), et exige environ 36 décagrammes (12 onces) de potasse. On ne peut, au reste, fixer que par approximation la quantité de potasse qu'on doit employer à la saturation des eaux-mères ; elle varie suivant la nature de ces eaux, et des terres dont elles proviennent.

Dans le cas où l'on auroit assez de cendres, on pourra

les employer avec avantage à décomposer les eaux-mères.

Les eaux-mères, décomposées de l'une ou l'autre manière, se mêlent avec les eaux de cuites. Dans les grands atteliers, on peut les faire évaporer seules.

Pour obtenir le salpêtre de différentes cuites, on suit plusieurs procédés dans les différentes raffineries.

1° On dissout dans l'eau bouillante la totalité du salpêtre brut ; on mêle à la dissolution de dix-huit à vingt hectogrammes de potasse par cent, afin de décomposer le nitrate de chaux qui s'y trouve : ensuite on colle, on fait bouillir, et l'on écume ; c'est ce salpêtre qu'on appelle de deuxième cuite.

On le redissout de nouveau dans 0,80 de son poids d'eau ; on lui fait jeter quelques bouillons, on l'écume, et on le met en cristallisation : cette fois, tout le sel marin reste en dissolution dans l'eau-mère, et le salpêtre est pur ; on le nomme alors salpêtre de trois cuites.

Le deuxième procédé ne diffère du premier, qu'en ce qu'on n'ajoute au salpêtre brut que la quantité d'eau nécessaire seulement pour dissoudre à chaud le nitrate de potasse qu'il contient.

Le troisième procédé est fondé sur ce que le sel marin et les sels déliquescens sont plus dissolubles à froid, que le nitrate de potasse.

Telles sont en abrégé les différentes opérations que l'on fait sur le salpêtre brut; ceux qui voudront avoir de plus grands détails, peuvent consulter le manuel du commissaire des poudres et salpêtres, par les cit. *Riffault et Bottée.*

Quand on veut obtenir le nitrate de potasse parfaitement pur, pour l'usage de la médecine, on purifie le

nitre de la troisième cuite par de nouvelles dissolutions et cristallisations.

Le nitrate de potasse a une saveur fraîche et piquante, sa forme la plus ordinaire est celle d'un prisme à six pans, terminé par six faces irrégulières.

Exposé au feu, ce sel est décomposé : la première portion qui se dégage, est du gaz oxigène, ensuite il est mêlé de gaz azote.

L'attraction de la potasse pour l'acide nitreux, s'oppose à ce que l'acide nitrique soit complétement décomposé au commencement de l'opération ; et telle est la raison pour laquelle il passe à cette époque, du gaz oxigène pur, ou presque pur.

En arrêtant la décomposition du nitrate de potasse, à l'instant où le gaz azote commence à paroître, on forme du nitrite de potasse ; aussi le résidu fait-il une vive effervescence avec l'acide nitrique, et répand des vapeurs rougeâtres ; ce qui prouve que l'acide nitrique a changé d'état.

Si on met du nitrate de potasse dans un creuset, et qu'on l'expose à l'action du feu, il se liquéfie assez vîte, et cette liquéfaction est une fusion ignée ; car il peut rougir sans prendre la forme sèche. Si on le coule, après être fondu, dans une bassine, et qu'on l'étende afin de lui faire présenter plus de surface, on obtient une substance solide blanche, opaque, que l'on nomme *cristal minéral*, *sel de prunelle* ; c'est du *nitrate de potasse fondu*. Quelquefois on y ajoute du soufre ; alors ce sel contient un peu de sulfate de potasse, produit par la combustion du soufre qu'on ajoute.

Lorsque ce sel est très-pur, il n'éprouve aucune

altération à l'air ; quelquefois il y perd sa transparence.

Le nitrate de potasse est décomposé, à l'aide du calorique, par plusieurs corps combustibles; tels que le soufre, le charbon, les métaux, etc.

Si l'on fait chauffer dans une cornue trois parties de nitrate de potasse, et une partie de soufre, il se produit, dès que le mélange commence à rougir, une combustion vive; il se dégage beaucoup de gaz, dans lequel on trouve une petite quantité de gaz nitreux et du gaz azote : le résidu est du sulfate de potasse. Le soufre a donc, à une haute température, plus d'affinité avec l'oxigène que n'en a l'azote.

On donne au sel, obtenu de cette manière, le nom de *sel polychreste de Glaser*, nom de celui qui l'a fait connoître.

C'est en raison de l'action du nitrate de potasse sur le soufre, qu'on l'emploie pour la fabrication de l'acide sulfurique en grand. Dans ce cas on ajoute un dixième de nitrate de potasse au soufre, qu'on fait brûler dans des chambres de plomb.

Le charbon décompose avec beaucoup de rapidité le nitrate de potasse, lorsqu'on élève leur température. Cette décomposition se fait avec tant de vélocité, qu'elle produit une détonnation considérable et presque instantanée.

On met trois parties de nitre dans un creuset, que l'on place dans un fourneau entre les charbons ardens : lorsque le nitre est fondu, et qu'il commence à rougir, on projette par cuillerée une partie en poids de charbon en poudre, il se fait une grande détonnation. Lorsqu'elle est

passée, on remet une nouvelle cuillerée de charbon, et l'on peut continuer ainsi, jusqu'à ce qu'en remettant du charbon, il ne se fasse plus de détonnation.

Il reste dans le creuset une matière saline ; on la fait calciner, on fait dissoudre ensuite le sel dans l'eau ; on filtre, et on évapore jusqu'à siccité : c'est ce qu'on nommoit *nitre fixé par les charbons*. Si on le conserve en liqueur un peu concentrée, on l'appeloit autrefois, *liqueur de nitre fixé, et alkaest de Wanhelmont.*

Les chimistes modernes ne voyent dans cette opération que de la potasse, plus de l'acide carbonique, formé par la décomposition de l'acide nitrique, dont l'oxigène s'est porté sur le carbone.

Quand on veut faire cette décomposition dans des vaisseaux clos, on place dans un fourneau une cornue de terre ou de fer tubulée; on y adapte deux ou trois ballons enfilés. On fait chauffer ce vaisseau, et lorsque son fond est rouge, on projette peu-à-peu un mélange de nitrate de potasse et de charbon, fait à parties égales, par la tubulure que l'on ferme promptement. Pendant la détonnation, les ballons sont remplis de vapeurs, dont une partie se condense en une liqueur fade, nullement acide, et souvent alcaline ; le résidu n'est que de la potasse, chargée d'acide carbonique : c'est ce produit que l'on nomme *clissus de nitre.*

Si l'on met un mélange de nitre et de charbon allumé dans un tube, et qu'on le plonge dans l'eau, la combustion continue ; c'est ainsi qu'on peut recueillir, à l'appareil pneumato-chimique, les gaz résultant de cette combustion.

Pour faire la poudre fulminante, on met dans un mor-

tier de marbre, qu'on a échauffé avec de l'eau bouillante, et qu'on a ensuite bien essuyé, trois parties de nitrate de potasse bien sec, deux parties de potasse très-sèche, et une de soufre, réduit en poudre fine, on mêle toutes ces matières en les triturant avec un pilon de verre, aussi chauffé et séché, jusqu'à ce que le mélange soit bien exact: on renferme la poudre dans une bouteille qui bouche bien.

La propriété de cette poudre est de produire, étant exposée sur le feu, une explosion des plus fortes et des plus bruyantes.

On met dans une cuiller de fer, sur un feu très-doux, environ trois grammes de cette poudre, la poudre se liquéfie: lorsqu'elle est parvenue à un certain degré de chaleur, elle se réduit subitement en vapeurs, et elle produit l'explosion.

Il paroît qu'il y a dans cette opération double affinité exercée.

La potasse s'unit au soufre et forme un sulfure qui, à l'aide du nitre, se convertit en sulfure hidrogéné; à une certaine température, le gaz hidrogène sulfuré se dégage avec le gaz oxigène du nitre, et s'allume subitement en frappant fortement l'air par l'explosion qui accompagne ce dégagement.

Si l'on chauffe du fer, du cuivre, du zinc, avec du nitrate de potasse, ces métaux s'oxident, et la potasse reste pure.

Le nitrate de potasse est très-dissoluble, il ne lui faut que trois ou quatre parties d'eau pour en dissoudre une; l'eau bouillante en dissout le double de son poids. Aussi cristallise-t-il très-bien par refroidissement. Ce sel fait baisser le thermomètre, en passant de l'état solide à l'état liquide.

Le nitrate de potasse, mêlé à 0,15, de charbon, et à 0,10 de soufre, forme la poudre à canon.

On divise ces trois matières par l'action des pilons ou d'une meule, on en rapproche les molécules, par l'effort d'une presse ou du pilon, qui a servi à les broyer, en y mêlant un peu d'eau; il en résulte une masse solide, qu'on laisse sécher légèrement et qu'ensuite on granule, en l'écrasant sur un crible de peau ou de fil de cuivre, qui laisse passer les grains à mesure qu'ils se détachent. Lorsqu'on a divisé la masse de la poudre en grains de la grosseur convenable, pour l'usage auquel on la destine, on la fait sécher au soleil, et on la renferme dans des barils, pour la priver de l'humidité de l'air.

On distingue deux espèces de poudre, la poudre de guerre, et la poudre de chasse; la première est plus grosse et non lissée; la seconde est plus fine et lissée.

Le lissage se fait en la mettant dans des tonneaux qui tournent sur leur axe, au moyen d'une roue à eau.

Lorsque la poudre s'enflamme, il se dégage du gaz azote, qui se développe instantanément en reprenant sa liberté, et on ne sait pas même encore jusqu'où va la dilatation causée par la grande chaleur qui naît de la combustion. Il se forme de l'eau et de l'ammoniaque dans cette violente combustion; il y a aussi de l'eau de décomposée et du gaz hidrogène qui se dégage avec élasticité : le carbone brûlant rapidement par l'oxigène du nitre, passe à l'état de gaz acide carbonique; comme tout le soufre ne brûle pas, le gaz hidrogène en dissout une certaine quantité; c'est ce gaz hidrogène sulfuré qui constitue l'odeur de la poudre brûlée.

On fait encore avec le nitrate de potasse un mélange

appelé

Appareil pour faire l'acide Nitrique.

N.ª Au lieu de plusieurs flacons, on peut n'en employer qu'un seul à la suite du Balon.

1 Mètre

Girard del. Delettre Sculp.

appelé *poudre de fusion* très-usitée, comme fondant, en docimasie. C'est trois parties de nitrate de potasse, une de sciure de bois, et une de soufre.

Le nitrate de potasse est décomposé par l'acide sulfurique ; c'est ce moyen qu'on emploie pour se procurer l'acide nitrique.

Pour cela, on met dans une cornue de verre tubulée, ou non tubulée, cent parties de nitrate de potasse très-pur et très-sec, et 0,75 d'acide sulfurique concentré ; on pose la cornue sur un bain de sable, et l'on y adapte un ballon à deux pointes ; on place dans l'extrémité de ce vaisseau opposée à la cornue, un tube, dont un bout, qui fait angle droit avec l'autre, plonge dans une bouteille ; cette bouteille a deux tubulures sur ses côtés ; chacune de ces tubulures reçoit un siphon, qui passe dans une autre bouteille, placée de chaque côté de la première : les deux bouteilles collatérales sont jointes par le moyen d'un siphon, avec deux vaisseaux pareils, dont les tubulures latérales restent ouvertes. La première bouteille reste ordinairement vide ; les bouteilles collatérales contiennent une certaine quantité d'eau, dans laquelle plonge l'extrémité inférieure, et la plus longue du tube qui communique de l'une à l'autre ; la partie supérieure de ces bouteilles reste vide, et lorsque la vapeur d'acide passe au-dessus de l'eau des premières, elle est portée par les autres tubes jusques dans l'eau des bouteilles suivantes. Il faut avoir soin de luter exactement toutes les jointures : on chauffe ensuite la cornue par degrés, et on donne un bon coup de feu sur la fin de l'opération.

Le nitrate de potasse distillé avec l'acide sulfurique,

fournit environ les 0,43 de son poids d'acide nitrique légèrement orangé.

Il ne faut pas être surpris, si dans cette expérience le nitrate de potasse donne un acide orangé, quoiqu'il y soit complétement saturé d'oxigène. On se rendra facilement compte de cet effet, en se rappelant que l'oxigène se sépare aisément de l'acide nitrique, par le contact de la lumière, ou d'une chaleur moyenne, et en se souvenant que l'acide nitrique a une affinité assez forte pour le gaz nitreux. C'est, en effet, en vertu d'une double affinité, qu'une portion de l'acide nitrique est décomposée ; l'une, qui s'exerce entre le calorique, la lumière et l'oxigène ; l'autre, entre l'acide nitrique et l'oxide nitreux. Cette théorie est confirmée par le gaz oxigène, qui se dégage sur la fin de la distillation, de l'acide nitrique, et que l'on peut recueillir avec l'appareil pneumato-chimique, et par le gaz nitreux qui se sépare de l'acide coloré, lorsqu'on le mêle avec de l'eau.

Le résidu de cette décomposition est du sulfate de potasse très-acide ; il est ordinairement en masse blanche, opaque, à demi vitrifiée.

L'acide qu'on obtient par ce procédé, n'a jamais ce degré de pureté nécessaire pour s'en servir dans les expériences exactes. On est donc obligé de le purifier.

A cet effet, on redistille cet acide sur du nitre, ou bien, on y verse du nitrate d'argent, du nitrate de barite, et même encore de l'oxide de plomp demi-vitreux ; quand on distille l'acide nitrique sur cette dernière substance, il faut avoir soin de séparer le premier produit. *Voyez* la Leçon sur l'acide nitrique

Par l'un ou l'autre moyen, on obtient un acide très-pur.

L'acide muriatique décompose aussi le nitrate de potasse, mais par un mécanisme différent de celui de l'acide sulfurique : ce n'est point en lui enlevant directement la potasse qu'il opère cette décomposition, c'est au contraire en attaquant l'acide nitrique, dont il s'empare d'une partie de l'oxigène, d'où naissent l'acide muriatique oxigéné, et l'acide nitreux en vapeurs : ainsi, à mesure que l'acide muriatique prend une partie de l'oxigène de l'acide nitrique, il passe à l'état d'acide nitreux ; et comme celui-ci a moins d'affinité avec la potasse que l'acide muriatique, il en est chassé, et il se forme du muriate de potasse. Il faut observer que ces effets n'ont lieu qu'à l'aide de la chaleur, et qu'il faut employer beaucoup d'acide muriatique, parce qu'une partie se combine à l'oxigène, tandis que l'autre s'unit à la potasse. Il y a donc encore ici une double affinité.

La silice, l'alumine et la barite favorisent le dégagement de l'acide nitrique.

On suit dans les arts un procédé pour extraire l'acide nitrique du salpêtre : il consiste à mêler six parties d'argile, ou de terre glaise qu'on a préalablement calcinée, pour en chasser la plus grande partie de l'humidité, et à convertir les pyrites martiales, dont elle n'est presque jamais exempte, en acide sulfurique, qui reste interposé entre les parties de la terre.

On introduit ce mélange dans des espèces de cornues, nommées *cuines*, placées sur deux rangées, dans un fourneau alongé, appelé *galère ;* on y adapte des récipiens de la même matière, et à-peu-près de la même forme, qu'on lute ensemble avec de l'argile. Lorsque les cornues ont été recouvertes, et qu'elles sont bien ajustées avec

les récipiens, on allume le fourneau, on chauffe par degrés, et dès que les vapeurs rouges commencent à paroître, on délute les récipiens, on en retire le liquide qu'ils contiennent, que les ouvriers appellent *flegme*; on les replace, et on continue la distillation, jusqu'à ce qu'il ne passe plus de vapeurs.

La décomposition du nitrate de potasse n'a pas lieu ici comme par l'acide sulfurique, en raison d'une affinité plus grande de l'argile pour la potasse, mais par une double attraction; l'une qui s'exerce entre l'acide nitrique et le calorique, l'autre entre l'alumine et la potasse, avec laquelle elle forme une espèce de fritte demi-vitreuse. Il y a cependant, dans cette opération, beaucoup d'acide nitrique décomposé, ce qui est prouvé par les vapeurs rouges qui sortent à travers les luts. On a remarqué que la présence des pyrites favorisoit singulièrement la décomposition du nitrate de potasse; car, plus les argiles en contiennent, et plus on obtient d'acide, et à un degré de chaleur moins élevé. Le résidu de cette opération est appelé *ciment* des distillateurs d'eau forte; il sert à plusieurs ouvrages de maçonnerie.

Le nitrate de potasse, d'après *Bergman*, est composé de : acide nitrique, 33; potasse, 49; eau, 18.

Quelques sulfates et le muriate de barite décomposent ce sel.

Le nitrate de potasse est extrêmement utile dans les arts, la chimie et la médecine.

§. XXXII.

Nitrate de soude.

Le nitrate de soude ne se rencontre presque jamais pur dans la nature; il est le produit de l'art : cependant *Bowles* assure qu'il se trouve en Espagne. On l'a nommé nitre cubique, nitre quadrangulaire, nitre rhomboïdal.

Ce nitrate se prépare avec le carbonate de soude : on le sature d'acide nitrique; on filtre la liqueur, et on la fait évaporer à une douce chaleur, jusqu'à ce qu'il se forme des pellicules à la surface; on obtient, par le repos et le refroidissement, des cristaux sous la forme d'un rhomboïde ou de prismes rhomboïdaux.

Sa saveur est fraîche, piquante, plus forte, mais analogue à celle du nitrate de potasse.

Il se comporte au feu de la même manière que le nitrate de potasse; ainsi, il fournit d'abord du gaz oxigène pur, qui est ensuite mêlé de gaz azote; il reste dans la cornue de la soude caustique.

Il attire légèrement l'humidité de l'air, surtout si celui-ci est humide.

Les combustibles, le charbon, par exemple, décomposent le nitrate de soude, mais plus lentement que le nitrate de potasse, et la couleur de sa flamme est jaune foncé; celle du nitrate de potasse est d'un rouge-blanc très-vif; en sorte que cette épreuve donne le moyen de connoître s'il ne se trouve pas du nitrate de soude dans le salpêtre; quoiqu'il agisse sur les matières combustibles, comme le nitrate de potasse, cependant il ne les enflamme pas avec la même énergie, et ne produit pas avec elles

des détonnations aussi rapides : ainsi, de la poudre fabriquée avec le nitrate de soude, n'auroit pas autant de force que celle qui est faite avec le nitrate de potasse. Après les combustions, il reste de la potasse ou de la soude combinée avec l'acide carbonique ; ce qui prouve que tout l'acide carbonique qui se forme, ne s'exhale pas.

Ce sel se dissout facilement dans l'eau ; il en demande environ trois parties à la température moyenne de l'atmosphère : l'eau bouillante en dissout plus que son poids.

L'acide sulfurique décompose le nitrate de soude, il se dégage des vapeurs blanches, et il se forme du sulfate de soude.

L'acide muriatique décompose le nitrate de soude, mais non pas en s'emparant de la soude ; il attaque l'acide nitrique, fait de l'acide nitreux, et il se forme du muriate de soude.

Il faut beaucoup d'acide muriatique, car pendant qu'une partie de cet acide décompose l'acide nitrique, une autre se combine avec la soude.

On fait aussi, avec le nitrate de soude et l'acide muriatique, une espèce d'acide nitro-muriatique.

On fait un très-beau verre avec le nitrate de soude et le sable fin. La soude s'unit à la silice ; l'acide nitrique est décomposé par le calorique, et il reste dans le creuset un verre très-beau et très-pur : le nitrate de potasse n'en donne pas d'aussi beau.

Le nitrate de soude est décomposé par la barite et la potasse ; il se forme dans un cas du nitrate de barite, et dans l'autre du nitrate de potasse.

Quelques sulfates le décomposent aussi.

D'après *Kirwan*, les proportions de ce sel sont : acide nitrique, 29 ; soude, 50 ; eau, 21.

L'utilité du nitrate de soude est presque bornée aux expériences chimiques.

§. XXXIII.

Nitrate de strontiane.

C'est aux travaux de MM. *Klaproth* et *Hope* que l'on doit les premières connoissances de ce sel : *Pelletier* et *Vauquelin* l'ont ensuite soumis à leurs recherches.

On obtient du nitrate de strontiane, en décomposant le sulfure de strontiane par l'acide nitrique. Après avoir décomposé du sulfure de strontiane par l'acide nitrique, on filtre la liqueur, et on la fait évaporer à siccité, pour en séparer un excès d'acide et une petite quantité d'oxide de fer que contient le sulfate de strontiane. On fait redissoudre le résidu dans l'eau, et on soumet de nouveau la dissolution à une évaporation douce. Lorsque la liqueur présente à sa surface une légère pellicule saline ; on la laisse refroidir, elle donne des cristaux octaëdres réguliers. *Voyez* sulfate de strontiane et strontiane pure.

Sa saveur est fraîche et piquante : exposé à une chaleur brusque, il décrépite et saute en éclats ; il fuse à peine sur les charbons allumés ; il perd par la dessication les 0,04 de son poids seulement. Chauffé dans un creuset ou dans un appareil clos, il s'y décompose entièrement, en donnant du gaz oxigène mêlé de gaz acide nitreux, et la terre reste pure au fond du vase. La quantité de cette terre s'élève aux 0,46 de la masse du sel employé.

En mettant un peu de nitrate de strontiane dans la

mèche d'une bougie, il communique à la flamme une couleur purpurine.

Si l'on brûle de l'alcool, qui tiendra de ce nitrate en dissolution, on aura la même flamme ; ce qui différencie particulièrement cette terre de la barite.

Un mélange de nitrate de strontiane, de soufre et de charbon, dans les mêmes proportions où sont ces derniers corps dans la poudre à canon, quoiqu'exact et sec, brûle très-lentement, en lançant des étincelles purpurines, et produit une flamme d'un beau vert.

Ce sel est dissoluble dans une partie et demie d'eau.

L'acide sulfurique le décompose ; il précipite sa dissolution en sulfate de strontiane.

Ce sel dégage l'acide nitrique du nitrate : l'acide phosphorique le décompose en partie à froid, et tout-à-fait à l'aide de la vitrification ; il en est de même de l'acide boracique.

L'acide muriatique le dénature en décomposant son acide, et forme du muriate de strontiane.

Le nitrate de strontiane est peu propre à alimenter la combustion des corps combustibles ; le cit. *Vauquelin* a fait un melange de ce sel, de charbon et de soufre, dans les proportions où ces substances entrent dans la poudre à canon ; et ce mélange, quoiqu'exact et sec, a brûlé très-lentement, en lançant des étincelles purpurines, et en répandant une flamme d'un beau vert, qui léchoit la surface de la matière brûlante.

Il est décomposé par la barite, la potasse et la soude.

Le cit. *Vauquelin* a trouvé dans les composans de ce sel les proportions suivantes : acide nitrique, 48,4; strontiane, 47,6; eau, 4,0.

Ce sel n'est encore d'aucune utilité.

§. XXXIV.

Nitrate de chaux.

Le nitrate de chaux se trouve très-abondamment dans les anciens bâtimens, qui ont été pendant longtemps habités par les hommes ou les animaux.

Ce sel étoit connu des anciens chimistes; il portoit autrefois les noms de *nitre calcaire*, *salpètre terreux*, *nitre à base de terre absorbante*, *phosphore de Baudoin*, *etc.*

On prépare ce sel, en saturant l'acide nitrique avec la chaux; on filtre, et l'on fait évaporer la liqueur jusqu'à ce qu'elle ait acquis une consistance un peu moindre que celle d'un sirop. On l'expose ensuite dans un endroit frais; il s'y forme alors des cristaux prismatiques très-alongés, et qui présentent ordinairement des faisceaux dont les aiguilles divergent d'un centre commun. On obtient aussi ce sel des matériaux salpêtrés.

Il a une saveur âcre et amère.

Le nitrate de chaux desséché fuse sur les charbons.

Dans un état de siccité parfaite, ce sel est très-propre pour dessécher les gaz.

Il se fond à l'aide de son eau de cristallisation; mais cet effet est peu sensible : il se dessèche ; et si on le porte dans l'obscurité, après l'avoir liquéfié sur le feu, il paroît lumineux, et constitue dans cet état le *phosphore de Baudoin.*

Chauffé plus fortement, il se décompose, donne beaucoup de vapeur rouge, du gaz oxigène et du gaz azote.

Il attire promptement l'humidité de l'air.

Il est plus décomposable par le charbon, que l'acide nitrique ne l'est lui-même par ce corps combustible; car la chaleur dégage du nitrate de chaux l'acide nitrique à l'état d'acide, au lieu que dans d'autres expériences, sur cet acide, il est décomposé en ses élémens.

Ce sel est très-dissoluble dans l'eau; il ne faut que deux parties de ce fluide à froid : l'eau bouillante en dissout plus que son poids.

L'acide sulfurique décompose le nitrate de chaux, et l'acide nitrique passe en vapeurs blanches; il reste un sulfate en masse dure. Il se dégage dans cette opération beaucoup de calorique.

Si l'on verse de l'acide sulfurique dans une dissolution de nitrate calcaire, on obtient sur-le-champ un précipité de sulfate de chaux, et l'acide nitrique reste libre et à nud dans la liqueur. On ne connoît point l'action des autres acides.

L'argile, la barite, la potasse, la soude décomposent le nitrate de chaux; la strontiane ne décompose pas le nitrate de chaux; le nitrate calcaire décompose les sels neutres alcalins sulfuriques.

Proportions des principes : acide nitrique, 43; chaux, 32; eau, 25. Ce sel n'est d'usage qu'en chimie.

§. XXXV.

Nitrate d'ammoniaque.

Le nitrate d'ammoniaque se trouve quelquefois dans les eaux-mères du nitre; mais en général il est toujours le produit de l'art.

C'est le cit. *Berthollet* qui nous a fait connoître les propriétés de ce sel.

On le prépare en combinant directement l'acide nitrique avec l'ammoniaque. Il vaut mieux, pour éviter de la perte, employer le carbonate que l'ammoniaque pure, parce qu'il y a effervescence, et forte chaleur que l'acide carbonique tempère.

Ce sel a la forme d'un prisme à six pans, avec des pyramides à six faces.

Sa saveur est piquante et extrêmement vive; il est très-flexible sous le pilon, comme tous les sels ammoniacaux.

Au feu, il perd son eau de cristallisation, et se volatilise facilement.

Si l'on jette du nitrate d'ammoniaque sur une plaque de fer rouge, il s'enflamme : ce qui n'arrive pas aux autres nitrates; il fait entendre un bruissement assez considérable, et répand une flamme jaunâtre très-vive.

En faisant cette expérience dans un appareil pneumato-chimique, il passe d'abord un peu d'eau, ensuite il fournit du gaz oxigène et du gaz azote ; une partie de l'acide nitrique est volatilisée et dissoute dans l'eau du récipient. enfin, il détonne avec beaucoup de vivacité.

Il est prudent de n'opérer que sur quelques décigrammes de matière.

La théorie de cette inflammation est simple. L'hidrogène de l'ammoniaque se porte rapidement sur l'oxigène nitrique, et il y a combustion et déflagration par la condensation de ce dernier principe et par le dégagement du calorique ; il se forme de l'eau, et il se dégage du gaz azote par la séparation de ce second principe commun aux deux composans du sel.

Ce sel est déliquescent, surtout en hiver.

Si l'on mêle ce sel avec du soufre, ou du charbon, il détonne rapidement; l'oxigène de l'acide se porte sur ces matières, et la base se décompose comme l'acide.

Le nitrate d'ammoniaque se dissout dans deux parties d'eau froide; une demi-partie d'eau bouillante suffit pour le dissoudre : aussi la plus grande partie de ce sel se sépare par le refroidissement de la dissolution.

L'acide sulfurique décompose le nitrate d'ammoniaque; il se forme du sulfate d'ammoniaque, et l'acide nitrique devient libre.

L'acide muriatique lui fait aussi éprouver une altération, mais dont les résultats sont différens; l'acide muriatique agit d'abord sur l'acide nitrique, auquel il prend une portion d'oxigène, et le convertit en acide nitreux : il se forme donc de l'acide muriatique oxigéné, qui se volatilise à l'aide du calorique et du muriate d'ammoniaque, qui reste en dissolution dans l'eau.

On fait avec deux parties de nitrate d'ammoniaque, et une partie d'acide muriatique, une liqueur qui peut dissoudre l'or. Dans ce cas, la décomposition du nitrate d'ammoniaque a lieu d'une autre manière : l'oxigène de l'acide nitrique se porte immédiatement sur l'or; l'oxide d'or formé se dissout à mesure dans une portion de l'acide muriatique : il se dégage du gaz nitreux, et il reste dans la liqueur du muriate d'or et du muriate d'ammoniaque. En précipitant ensuite cette dissolution d'or avec un alcali fixe, on fait de l'or fulminant ou orate d'ammoniaque; car, non seulement l'alcali décompose le muriate d'or, mais encore le muriate d'ammoniaque; de manière qu'à mesure que l'oxide d'or se sépare, il s'unit

à l'ammoniaque, et forme la combinaison particulière, dont on vient de parler.

La barite, la chaux, la magnésie, la potasse, la soude et la strontiane décomposent le nitrate d'ammoniaque, en s'unissant à son acide; d'où résultent différens nitrates et de l'ammoniaque libre, qui se manifeste par son odeur vive et pénétrante.

Cette décomposition est sensible à froid, et elle s'opère, en triturant ce sel avec les mêmes substances sèches; telles que la chaux, potasse, etc.

Avec la magnésie, on a un sel triple, nitrate ammoniaco-magnésien, dont nous allons décrire les propriétés. On doit la connoissance de ce sel au cit. *Fourcroy*. *Voyez ses mémoires.*

Il ne faut pas préparer le nitrate d'ammoniaque dans des vases métalliques, et particulièrement de fer et de cuivre, parce qu'il les dissout facilement.

100 parties de ce sel contiennent : acide nitrique, 46; ammoniaque, 40; eau, 14.

Ce sel n'est d'aucun usage.

§. XXXVI.

Nitrate de magnésie.

Le nitrate de magnésie se rencontre quelquefois natif, mais toujours en petite quantité, il est contenu dans les eaux-mères du nitre.

Pour faire le nitrate de magnésie, on prend du carbonate de magnésie, rendu caustique par un alcali, et on sature l'acide nitrique.

Ce sel a une saveur piquante, qui a quelque analogie avec celle du nitrate de chaux.

Ce sel est déliquescent à l'air; il ne demande tout au plus qu'une demi-partie d'eau pour se dissoudre; il cristallise par le refroidissement, ou par l'évaporation de l'acide à la chaleur du soleil; ses cristaux ont la forme de prismes à quatre faces obliques, tronqués au sommet; le plus souvent il se présente en aiguilles, qui, en s'unissant les unes aux autres, se masquent réciproquement, et donnent naissance à des masses informes.

Exposé au feu dans un appareil fermé, il donne d'abord quelques bulles de gaz oxigène et des vapeurs d'acide nitreux; mais bientôt l'acide nitrique passe sans décomposition, et la magnésie reste pure dans la cornue. La décomposition du nitrate de magnésie exige peu de chaleur; ce qui indique que ses élémens n'ont pas entr'eux une très-grande affinité : cela prouve aussi que la magnésie ne tend pas à s'unir à l'acide nitreux, comme la chaux, la barite, etc.

L'acide sulfurique décompose le nitrate de magnésie, en lui enlevant sa base.

L'acide muriatique le décompose également : mais celui-ci n'agit point comme l'acide sulfurique; il n'enlève pas la base, il attaque l'acide nitrique, et il se forme de l'acide muriatique oxigéné : l'acide nitrique se dégage en vapeurs blanches. L'acide muriatique s'empare de la magnésie, à mesure qu'elle est dégagée de son acide, et forme avec elle du muriate de magnésie.

Ce sel est décomposé par la barite, la potasse, la soude, la chaux et la strontiane. L'ammoniaque n'y donne pas un précipité complet; car, dès que la quantité d'ammo-

niaque se trouve correspondre à la quantité nécessaire de nitrate de magnésie, pour former le sel triple, le précipité s'arrête, parce que l'ammoniaque ne peut pas décomposer en entier le nitrate de magnésie : on ajouteroit davantage d'ammoniaque, elle ne produiroit plus aucun effet.

Ce qui prouve que l'ammoniaque ne peut pas décomposer tout le nitrate de magnésie, c'est que passé le terme où le précipité n'a plus lieu par l'ammoniaque, on précipite encore de la magnésie par un autre alcali.

Les autres alcalis en précipitent la magnésie en vésicules floconneuses d'une extrême légéreté : c'est de la magnésie pure, exempte de tout acide; mais il faut prendre garde, en la desséchant, qu'elle n'attire l'acide carbonique : il faut la dessécher au bain-marie, dans un vase fermé.

Les sulfites alcalins décomposent le nitrate de magnésie; il se forme des nitrates alcalins et du sulfite de magnésie, qui se précipitent sous forme de petits cristaux insolubles.

Le nitrate de magnésie décompose plusieurs sulfates. Proportions d'après *Bergman :* acide nitrique, 43; magnésie, 27; eau, 30.

Ce nitrate n'est point d'usage en médecine.

§. XXXVII.

Nitrate ammoniaco-magnésien.

Le cit. *Fourcroy* est le premier qui ait fait connoître ce sel; voici comme ce chimiste en a présenté l'histoire.

Ce sel se prépare par les moyens que nous avons indiqués ci-dessus, ou en unissant directement des dissolu-

tions de nitrate d'ammoniaque et de nitrate de magnésie. Cette dernière méthode fournit ce sel pur et en cristaux qui se déposent peu de temps après le mélange; souvent ce sont des prismes fins et aiguillés.

Il a une saveur amère, âcre et ammoniacale. Ce nitrate est un peu inflammable spontanément quand on le chauffe rapidement. Si on le chauffe lentement dans des vaisseaux, il donne, après s'être fondu, du gaz oxigène, du gaz azote, de l'eau plus abondante que celle qu'il contenoit, de la vapeur nitreuse et de l'acide nitrique. On n'y trouve plus la moindre trace d'ammoniaque; il laisse pour résidu de la magnésie pure.

L'air l'humecte un peu, mais il n'est pas déliquescent comme les deux sels dont il est composé.

Le nitrate ammoniaco-magnésien est moins dissoluble que les deux sels qui le forment. Il cristallise en refroidissant.

Décomposition par les bases : l'ammoniaque n'y produit aucun effet; la magnésie à chaud en chasse l'ammoniaque, et forme du résidu un nitrate magnésien pur.

La barite, la strontiane, la chaux, la potasse et la soude le décomposent complétement par la voie sèche et par la voie humide.

D'après le cit. *Fourcroy* ce sel est formé de : nitrate de magnésie, 0,78; nitrate d'ammoniaque, 0,22.

Ce sel n'est d'aucun usage.

§. XXXVIII.

Nitrate de glucine.

Le nitrate de glucine a une saveur douce; il ne cristallise pas, ou au moins très-difficilement.

Il

Il est décomposable par la chaleur, et ne fuse point sur les charbons allumés.

Quand il est sec, il enlève l'eau dissoute dans l'air, et se résout en liqueur. Il est soluble dans l'alcool.

Parmi les acides, le sulfurique paroît être le seul qui puisse le décomposer à froid; l'infusion de noix de galle donne un précipité floconneux d'un jaune-brun qui se forme sur-le-champ.

La glucine diffère de l'alumine, non seulement par les propriétés que nous venons d'énoncer, mais encore parce qu'elle n'est pas précipitée par les sels oxalique, tartareux et prussiques dissolubles, tandis que le nitrate d'alumine est tout-à-coup précipité par ces sels réactifs.

Nulle action de la part de l'alumine, de la zircone et de la silice.

La potasse et la soude redissolvent la glucine, quand ils sont en excès.

L'ammoniaque la précipite toute entière sans la dissoudre.

§. XXXIX.

Nitrate d'alumine.

Le nitrate d'alumine n'a pas été trouvé natif.

Ce sel n'est presque pas encore connu; on sait seulement que l'acide nitrique dissout l'alumine. Il faut employer l'alumine bien pure et humide; sans cela la combinaison se feroit difficilement : cette combinaison est susceptible de cristalliser en lames, ou feuillets ductiles et de peu de consistance; ce sel est toujours légèrement acide, quelque quantité d'alumine que l'on emploie.

Une chaleur médiocre le décompose et en sépare l'acide nitrique sans décomposition.

Ce sel ne fuse pas sur les charbons, comme les autres nitrates ; il se boursoufle comme l'alun, mais il ne fait pas brûler le charbon ; il ne l'enflamme pas comme le nitrate de potasse, il fond, se boursoufle et perd son acide, et il reste comme l'alun calciné. Il est déliquescent à l'air.

Le nitrate d'alumine est décomposé par l'acide sulfurique ; il se dégage des vapeurs blanches.

Toutes les substances terreuses et alcalines le décomposent.

Le précipité alumineux, obtenu du nitrate d'alumine, par la potasse caustique, se redissout dans l'excès d'alcali ; cela donne un très-bon moyen de séparer l'alumine de la magnésie : car la magnésie n'est pas soluble dans un excès d'alcali. On peut précipiter de nouveau cette terre, en saturant l'excès d'alcali par un acide.

L'ammoniaque n'a pas cette propriété.

La chaux redissout l'alumine comme les alcalis caustiques. Quand on met trop de chaux dans du nitrate d'alumine, il se forme d'abord du nitrate de chaux, puis une combinaison de chaux et d'alumine qui se précipitent ensemble.

Le nitrate d'alumine précipite toutes les dissolutions des couleurs végétales ; tels que le tournesol, le syrop de violettes, le bois d'Inde, etc. C'est de cette manière que l'alun ordinaire agit ; c'est en avivant les couleurs, et les précipitant sur les étoffes qu'on veut teindre, qu'il favorise la teinture.

§. X L.

Nitrate de zircone.

Nous devons la connoissance de ce sel à M. *Klaproth.* Les cit. *Guyton* et *Vauquelin* l'ont ensuite examiné.

L'acide nitrique s'unit à la zircone, lorsqu'elle est encore humide. Quelle que soit la division de cette terre, il est cependant impossible d'en saturer tellement l'acide nitrique, que ses propriétés acides soient entièrement masquées. Cette combinaison altère toujours les couleurs bleues, sensibles aux acides.

La dissolution de nitrate de zircone, évaporée à une chaleur douce, fournit une matière jaunâtre, transparente, extrêmement tenace, visqueuse, et qui se dessèche difficilement.

Il a une saveur styptique et astringente ; il laisse sur la langue une matière épaisse, qui provient d'une décomposition que lui fait éprouver la salive.

Ce sel est très-peu dissoluble dans l'eau.

Le nitrate de zircone est décomposé, 1°. par l'acide sulfurique, qui forme, dans sa dissolution, un précipité blanc, dissoluble dans un excès de cet acide ; 2°. par le carbonate d'ammoniaque, qui y produit un dépôt soluble, dans une surabondance de ce sel ; 3°. par une infusion alcoolique de noix de galle, qui y fait naître un précipité blanc, dissoluble dans un excès de cette infusion ; mais, si la zircone contient du fer, la couleur du précipité est d'un bleu tirant sur le gris, dont une portion reste en dissolution, et donne à la liqueur une couleur bleue pure.

Le nitrate de zircone est décomposé par toutes les bases précédentes.

§. XLI.

Des Nitrites.

Les nitrites ont des propriétés communes aux nitrates, telles qu'une saveur fraîche, et de fuser sur les charbons.

On ne peut pas composer les nitrites par synthèse.

L'acide nitrique les décompose ; ce qui annonce bien que l'acide nitreux existe dans les nitrites d'une manière bien différente que n'est l'acide nitrique. On croit plutôt que les nitrites ne sont autre chose qu'une combinaison trisule, formée par l'union de l'acide nitrique avec deux bases, dont l'une est toujours de l'oxide d'azote.

Ces sortes de combinaisons ne peuvent aisément s'obtenir, qu'en décomposant les nitrates par la voie sèche ; car, en combinant directement l'acide, appelé nitreux, avec différentes bases alcalines, terreuses, ou métalliques, on n'obtient pour l'ordinaire que des nitrates, parce que ces diverses bases chassent presqu'en entier l'oxide d'azote de sa combinaison avec l'acide nitrique ; au lieu qu'en faisant chauffer jusqu'au rouge les nitrates, le calorique et la lumière tendent à en séparer une certaine quantité d'oxigène, en même temps que l'azote, privé de ce principe, qui l'acidifioit, cherche des bases pour former une combinaison triple, en s'unissant avec la base du nitrate, et de plus, avec la portion d'acide nitrique qui n'a pas été du tout décomposée.

Le nitrite de potasse obtenu du nitrate de potasse, décomposé par le feu, est très-soluble dans l'eau.

Si on le pile, et si l'on y verse de l'acide nitrique très-foible, on voit se dégager la vapeur nitreuse; cette vapeur est très-rouge et très-forte, il y a chaleur, effervescence, parce que l'acide nitreux se dégage en gaz; l'autre vapeur n'est pas aussi forte, parce que l'acide nitrique étant étendu d'eau, cette eau délaie la vapeur à mesure qu'elle se dégage; ce qui n'arrive pas quand on emploie l'acide sulfurique concentré.

Le nitrite de potasse, délayé dans l'eau, verdit le syrop violat. Il y a donc un excès d'alcali dans le nitrite de potasse, et comme le nitrate est parfaitement neutre, il est clair que l'excès d'oxigène que tient le nitrate, sert à saturer la base alcaline.

Lorsqu'on décompose les nitrites par un acide foible, tel que l'acide du vinaigre, ou même l'acide muriatique, il est douteux si la vapeur qui s'élève est de l'acide nitreux, ou seulement du gaz nitreux.

Les autres nitrites sont peu connus.

Pour faire voir que les alcalis n'absorbent que l'acide nitrique, et qu'ils laissent du gaz nitreux, on remplit un ballon, à large ouverture, de vapeurs nitreuses; on y suspend, par le moyen de plusieurs fils, une capsule de verre, contenant de l'alcali caustique, liquide ou solide: on obtient un nitrate, et du gaz nitreux, pour résidu.

§. XLII.

Des Muriates.

Les muriates ont des propriétés génériques qui les font distinguer des autres sels.

Leurs caractères sont; 1°. d'être tous dissolubles dans

l'eau. 2°. Tous sont cristallisables; cependant, ceux d'alumine et de magnésie cristallisent difficilement. 3°. Plusieurs sont déliquescens. 4°. Tous fondent au feu et se volatilisent, ils se répandent en fumées blanches, mais ils ne sont pas du tout décomposés par la chaleur comme le sont les nitrates. La volatilité de l'acide se communique à ses bases, et cela indique que la base tient fortement à cet acide. 5°. Tous précipitent la dissolution de sulfate d'argent, sous la forme de flocons blancs très-pesans. 6°. Ils font effervescence avec l'acide sulfurique, et repandent une vapeur blanche dans l'air.

§. XLIII.

Muriate de barite.

Bergman dit que ce sel existe dans quelques eaux minérales de Suéde.

On le prépare ordinairement en décomposant le sulfure de barite avec l'acide muriatique; mais comme le sulfate de barite contient souvent de l'oxide de fer, l'acide muriatique s'y unit en même temps qu'à la barite; d'où il arrive que ce sel a une couleur jaune. On le débarrasse facilement de cette matière étrangère, en l'exposant au feu pendant quelques instans dans un creuset; dès qu'il commence à rougir, le muriate de fer se décompose; son acide se volatilise, et il ne reste plus que l'oxide de fer avec le muriate de barite, qu'il suffit de dissoudre dans l'eau pour l'avoir pur.

On peut encore s'assurer de sa pureté en le lavant dans l'alcool; le muriate de fer s'y dissout, et le muriate de barite reste pur.

Ce sel a une saveur amère et comme métallique. Sa forme est celle de tables carrées, dont les bords sont bisellés et les sommets dièdres; il a une pesanteur spécifique très-considérable.

Le muriate de barite n'est pas décomposé par la chaleur, ni altéré par l'air.

Ce sel exige pour se dissoudre entre cinq et six parties d'eau froide. Cette combinaison se fait plus abondamment à l'aide de la chaleur; et elle cristallise par refroidissement.

Plusieurs acides opèrent la décomposition de ce sel; tels sont l'acide sulfurique, l'acide nitrique, l'acide oxalique et tartareux.

Comme l'acide sulfurique forme avec la barite un sel parfaitement insoluble dans l'eau, on découvre les plus petites traces d'acide sulfurique dissous dans les eaux, ou dans toute autre matière. De l'eau qui tient seulement 0,0004 de son poids de sulfate de soude, récemment cristallisé, donne, sur-le-champ, un précipité sensible, en y mettant une seule goutte de dissolution de muriate de barite; 0,00009 de ce sel dissous, dans la même quantité d'eau, fournissent en quelques minutes un nuage très-évident; enfin, 0,00003 de sulfate de soude, dans la même quantité d'eau, occasionne un nuage léger, qui demande plusieurs heures pour devenir apparent.

L'acide sulfureux bien pur ne décompose pas le muriate de barite.

L'acide nitrique décompose aussi le muriate de barite: on s'assure facilement de ce fait, en mettant dans une dissolution un peu concentrée de ce sel, quelques gouttes d'acide nitrique; elles y forment un précipité cristallisé,

qui demande ensuite dix à douze parties d'eau pour se dissoudre. De-là il suit que, si l'on veut savoir si de l'acide nitrique contient de l'acide sulfurique, ou quelques sulfates, en se servant du muriate de barite, il faut avoir soin d'étendre d'eau les liqueurs; car, sans cela, on pourroit être induit en erreur, en attribuant à l'acide sulfurique ce qui ne seroit dû qu'à la combinaison de l'acide nitrique avec cette substance terreuse.

Le muriate de barite n'est décomposé par aucune substance terreuse ni alcaline, parce que la barite a, en général, plus d'affinité avec les acides que toutes ces matières.

Les sulfates et sulfites ont la propriété de décomposer le muriate de barite; cette décomposition s'opère par double attraction.

Les nitrates ont aussi la faculté de séparer la barite de ce sel; il y a encore échange réciproque d'acide et de base.

Nous verrons aussi que les carbonates forment du carbonate de barite et différens muriates, suivant qu'on a employé tel ou tel carbonate.

Le muriate de barite est un réactif extrêmement précieux pour l'analyse de l'acide sulfurique; mais encore pour s'assurer si les alcalis sont purs, et beaucoup d'autres substances encore.

Crawfford, *Chaussier* et autres l'emploient en médecine, comme un fondant très-actif dans les maladies scrophuleuses. *Voyez le Recueil de la Société de Médecine de Paris, an VI.*

Cent parties de ce sel contiennent: barite, 60; acide muriatique, 24; eau, 16.

§. XLIV.

Muriate de potasse.

Ce sel se rencontre rarement dans la nature. On dit cependant qu'il existe dans des fondrières en Picardie, et dans quelques eaux minérales de Normandie.

Il se trouve assez abondamment dans plusieurs végétaux, et il n'est pas de cendres qui n'en contiennent plus ou moins : cela prouve que ce sel est répandu à la surface du sol, où il est pompé par les vaisseaux des plantes, en meme temps que les sucs dont elles se nourrissent ; car il est vraisemblable, dit le cit. *Vauquelin*, qu'il ne se forme pas pendant l'acte de la végétation.

Quand on veut obtenir ce sel très-pur, on prend de la potasse caustique, et on la sature d'acide muriatique ; on fait évaporer jusqu'à pellicule; et, en laissant ensuite refroidir lentement, on l'obtient cristallisé.

Ce muriate s'appeloit autrefois *sel fébrifuge de Sylvius*, et improprement, *sel marin régénéré*, puisqu'il diffère de ce sel par la nature de sa base.

Ce sel a une saveur salée, amère.

Il n'est point décomposé par l'action du feu le plus vif; mais il décrépite, se fond et même se volatilise en fumée.

Il est peu altérable à l'air; il n'en attire que très-légèrement l'humidité.

L'eau froide en dissout le tiers de son poids. L'eau chaude en dissout davantage, et la dissolution cristallise par le refroidissement. Sa forme est celle d'un cube régulier, ou d'un parallélipipède reetangle.

L'acide sulfurique en sépare les élémens en s'unissant

à sa base; l'acide muriatique se dégage sous la forme de fumée blanche.

L'acide nitrique agit aussi sur le muriate de potasse en s'emparant de la potasse; mais à mesure que l'acide muriatique est dégagé, il réagit sur l'acide nitrique, dont il prend une portion de l'oxigène, et passe à l'état d'acide muriatique oxigéné, tandis que l'acide nitrique devient acide nitreux.

Les acides fixes au feu, tels que ceux du phosphore, du borax, de l'arsenic, du tunstène, etc. le décomposent à une haute température : mais c'est le contraire à froid.

Parmi les substances terreuses et alcalines, la barite seule peut le décomposer.

L'argile paroît le décomposer en partie; mais cette opération n'en fournit qu'une très-petite quantité.

Le nitrate de chaux le décompose; il se forme, dans ce cas, du nitrate de potasse et du muriate de chaux : d'où il suit que ce sel, contenu dans les potasses du commerce, n'est pas inutile pour la fabrication du salpêtre.

D'après *Bergman*, ce sel contient : potasse, 62; acide muriatique, 30; eau, 8.

Le muriate de potasse n'est pas d'usage dans les arts, et maintenant, très-peu en médecine.

§. XLV.

Muriate de soude.

Ce sel existe abondamment dans la nature, tantôt en masses considérables, et formant le sel gemme, comme dans la Pologne, la Hongrie, la Russie, etc.; tantôt en

dissolution dans les eaux de la mer, des fontaines salées, etc.

Lorsqu'on rencontre dans le sein de la terre, des mines de sel gemme, leur exploitation est facile et peu coûteuse : il suffit de percer des puits, des galeries, comme cela se pratique pour les mines de houille ou métalliques, et de détacher cette substance à l'aide de pics, de tranches et de leviers, etc.

Le sel gemme présente différentes modifications relativement à sa couleur, à son grain et à sa saveur. On en voit de blanc, de jaune, de bleu, de rose, etc.; on en connoît de dur, de tendre : enfin, il y en a dont la saveur est agréable, et d'autre qui est amer. Il doit communément ses variétés de couleur à la présence de l'oxide de fer plus ou moins chargé d'oxigène; sa dureté dépend de la vîtesse plus ou moins grande avec laquelle il a été formé, et sa saveur variée tient au mélange de quelques autres substances salines, et particulièrement au muriate de chaux qui l'accompagne presque toujours.

Les procédés suivis pour extraire le muriate de soude des eaux où il est dissous, ont tous pour objet d'en séparer l'eau; mais les moyens qu'on emploie sont différens, suivant les climats et la richesse de ces mêmes eaux.

Pour obtenir le muriate de soude pur, comme cela est nécessaire pour les expériences de chimie, on le fait dissoudre dans quatre parties d'eau froide, on filtre la dissolution; les matières qui ne s'unissent point à l'eau, telles que l'argile, le sable, la craie, l'oxide de fer, etc. restent sur le filtre; mais le muriate de chaux se dissout aussi : on le décompose en mettant dans la dissolution quelques gouttes de carbonate de soude; sa base se combine à l'acide

muriatique, et l'acide carbonique à la chaux, et forme du carbonate de chaux, qui, étant insoluble, se précipite au fond.

Il faut avoir l'attention de ne pas ajouter plus de carbonate de soude qu'il n'en faut, car on tomberoit dans un autre inconvénient aussi désagréable que le premier; on s'aperçoit qu'on en a mis suffisamment, lorsque les dernières gouttes n'occasionnent plus de trouble dans la liqueur; on soumet ensuite la dissolution à l'évaporation; on ramasse le sel à mesure qu'il se sépare: il est alors très-pur. Si l'on veut l'avoir régulièrement cristallisé, il faut abandonner la dissolution à l'évaporation spontanée: alors les molécules salines se réunissent facilement, et donnent naissance à des cristaux cubiques.

Le muriate de soude a une saveur salée et agréable; il n'éprouve aucune altération de la part de l'air atmosphérique, lorsqu'il est très-pur, à moins que celui-ci ne soit très-humide: alors il s'humecte légèrement.

Exposé à une chaleur brusque, il se divise en fragmens, fait entendre un pétillement assez fort, qu'on appelle *décrépitation*. Ces effets sont dus à l'eau de cristallisation, qui est réduite tout-à-coup en vapeurs, et qui, en écartant les lames cristallines avec beaucoup de vîtesse, produit le bruit et l'explosion du sel.

Si l'on continue l'action du feu sur ce sel, après qu'il a perdu l'eau, il rougit, se fond, il coule, et se prend en masse opaque, sorte d'émail blanc, quelquefois rougeâtre, à cause du fer qui se trouve dans l'argile des creusets; quelquefois même il se volatilise, s'il a le contact de l'air, sous la forme de fumées blanches.

Le muriate de soude, fondu et sublimé, n'a point

éprouvé d'altération dans sa nature intime : ses élémens ne sont point désunis par cette opération ; ils se volatilisent plutôt ensemble que de se séparer : ce qui indique qu'ils ont entr'eux une grande affinité.

Ce sel est très-dissoluble dans l'eau : il ne demande, d'après *Bergman*, que 2,82 parties d'eau ; il n'est pas sensiblement plus dissoluble à chaud qu'à froid : car, d'après le même chimiste, il exige 2,76 d'eau bouillante ; aussi ne cristallise-t-il pas par le refroidissement, comme la plupart des autres sels : il faut, pour l'obtenir dans cet état, faire évaporer la dissolution, soit par l'action du feu, soit spontanément à l'air.

Comme le muriate de soude se combine très-promptement à l'eau, il se produit un grand froid, c'est-à-dire, que, dans un temps très-court, il y a beaucoup de calorique absorbé. Il n'en faudroit cependant pas conclure qu'il demande plus de chaleur qu'un autre pour se dissoudre ; il y a même quelques faits qui semblent prouver qu'il en a moins besoin que beaucoup d'autres.

Il paroît avoir plus d'affinité avec l'eau, que la plupart des autres sels ; car, à l'exception de ceux qui sont déliquescens, il les précipite tous de leurs dissolutions ; et pendant ces précipitations, il se dégage constamment une certaine quantité de calorique.

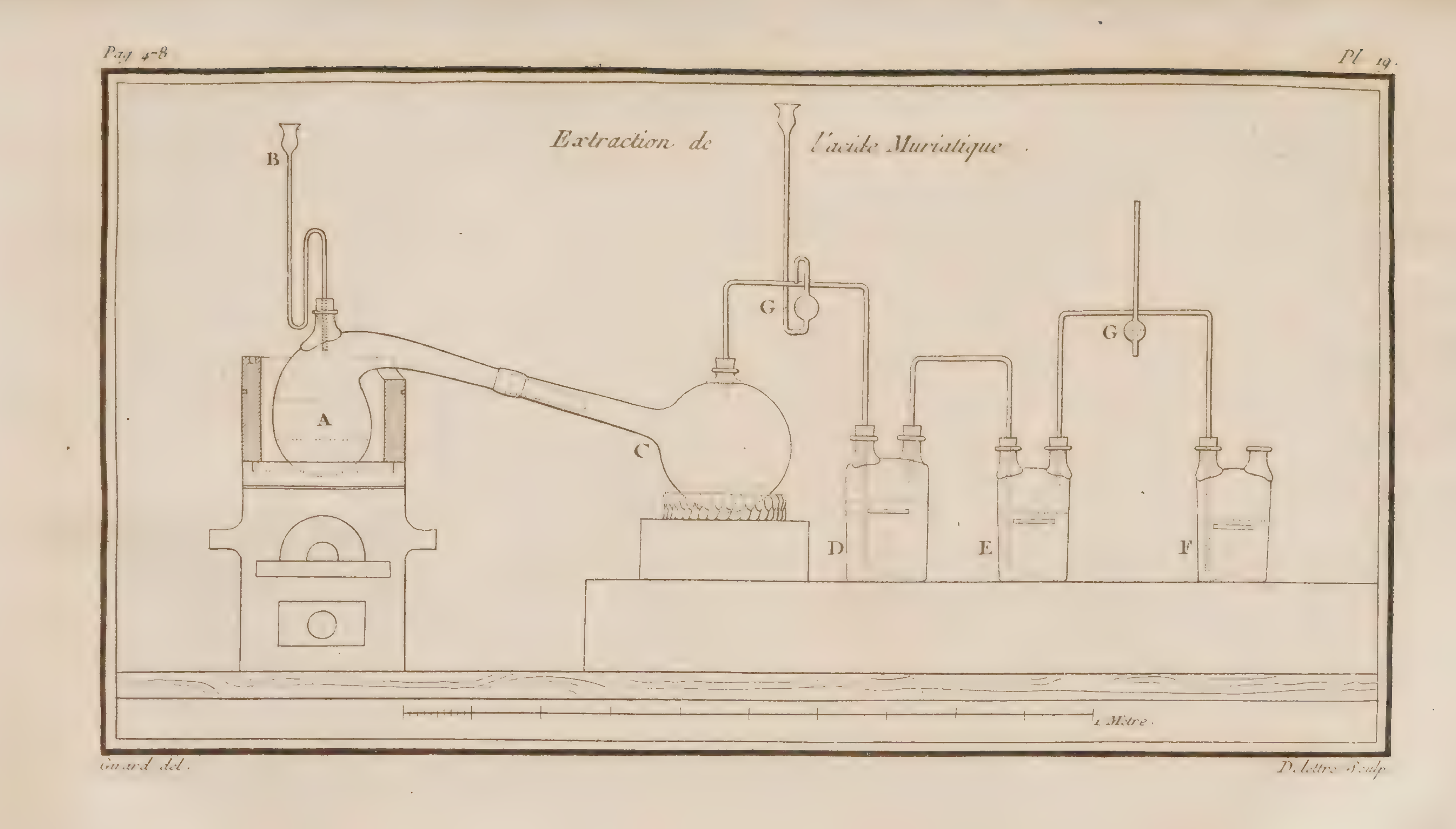
L'acide sulfurique décompose le muriate de soude ; il se dégage de l'acide muriatique, qui est disposé à se combiner avec toutes les matières qu'on lui présente, excepté la silice. Le résidu de l'opération est du sulfate de soude, *sel de Glauber*, avec excès d'acide, dont on peut tirer parti pour l'usage de la médecine, ou pour la fabrication de la soude.

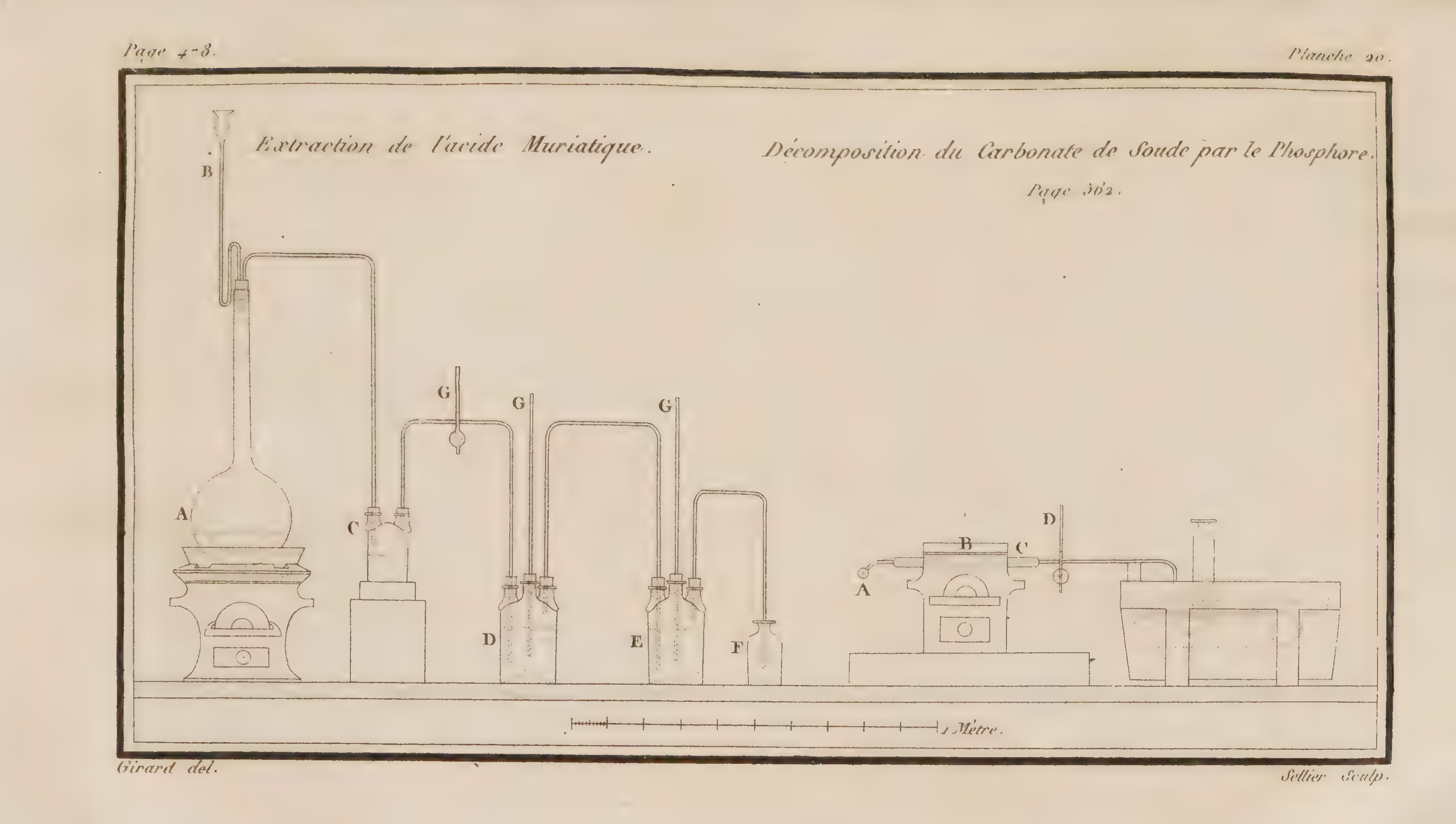
Pour obtenir l'acide muriatique, on prend dix parties de muriate de soude décrépité; on l'introduit dans une cornue A, ou dans un matras; on y introduit 75 parties d'acide sulfurique à 66 degrés, à l'aide d'un tube à double courbure B; on peut y ajouter de l'eau, pour éviter que l'effervescence soit trop forte. On adapte à la cornue un matras C, pour recevoir la portion d'acide sulfurique et d'acide muriatique impur, qui passent, surtout vers la fin de l'opération, à la faveur du calorique. D, E, F, suite de flacons dans lesquels on met de l'eau; la quantité doit être égale au poids du sel employé. Ces flacons sont réunis par des tubes de sûreté G. Il faut avoir soin de luter exactement les jointures. Les choses ainsi disposées, on met un peu de feu sous l'appareil, et l'on augmente la chaleur par degrés, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus rien.

Si au lieu d'une cornue, l'on se sert d'un matras, il faut mettre pour premier récipient une bouteille à deux tubulures, comme il est représenté dans la planche; on met aussi dans ce premier flacon un peu d'eau, pour y placer un tube de sûreté, et retenir l'acide sulfurique et l'oxide de fer qui s'élève vers la fin de l'opération.

Lorsque le gaz se combine avec l'eau, il y a chaleur; et quand la température s'abaisse, l'eau redevient susceptible d'en absorber encore. Pour tirer parti de l'opération, il faut environner les flacons de glace; mais il faut prendre garde que les flacons n'éclatent, lorsque, par une élévation de température, l'eau ne peut plus retenir l'acide; car il ne faut pas perdre de vue que l'eau chaude coerce moins d'acide muriatique que l'eau froide.

L'acide nitrique décompose à froid le muriate de


Extraction de l'acide Muriatique.
B
A
C
G
G
D
E
F
1 Metre.
Girard del.
Delettre Sculp.


Page 478.
Planche 20.
Extraction de l'acide Muriatique.
Décomposition du Carbonate de Soude par le Phosphore.
Page 362.
A
B
C
D
E
F
G
G
G
A
B
C
D
1 Mètre.
Girard del.
Sellier Sculp.

soude; mais l'acide muriatique qui se dégage n'est pas pur : il est à l'état d'acide nitreux, mêlé d'acide muriatique oxigéné.

Pour faire cette expérience, on met du muriate de soude, réduit en poudre, dans une cornue; on y ajoute de l'acide nitrique, dans les mêmes proportions que pour la décomposition de ce sel par l'acide sulfurique : on adapte à la cornue un ballon tubulé, d'où part un tube de sûreté, qui va plonger dans un flacon de *Woulf*, dans lequel on met autant d'eau que l'on a employé de sel.

Lorsque l'appareil est monté, on l'échauffe par degrés.

L'acide nitrique commence par s'unir avec la soude, et forme du nitrate de soude, et il se dégage de l'acide muriatique très-concentré.

Cet acide attaque l'acide nitrique non encore combiné; il lui enlève une portion d'oxigène, et forme de l'acide muriatique oxigéné.

D'une autre part il se forme de l'acide nitreux, provenant de la partie de l'acide nitrique privé de son oxigène, et qui n'a pas pu se combiner avec la soude, même avant qu'il ait pu former cette combinaison; et l'acide muriatique oxigéné, combiné avec l'acide nitreux, change celui-ci en acide nitrique : en lui donnant son oxigène, il est réduit à l'état d'acide muriatique simple.

Les autres acides n'ont pas d'action à froid sur le muriate de soude; mais quelques-uns le décomposent à l'aide de la chaleur : tels sont l'acide phosphorique et l'acide boracique.

La raison de cette différence dépend de ce que l'acide muriatique tend à se combiner au calorique, lorsque celui-ci est accumulé et condensé, en quelque sorte, dans

le muriate de soude ; ce qui, conséquemment, affoiblit l'affinité entre les principes : tandis que les acides phosphorique et boracique, n'ayant pas la même attraction pour le calorique, leur tendance pour se combiner à la soude n'étant pas disséminée, il arrive une époque où l'affinité du calorique pour l'acide muriatique, et celle des acides fixes pour la base du sel marin, l'emportent, et la décomposition a lieu.

Dans un cas, il se forme du phosphate de soude, et dans l'autre, du borate de soude.

Parmi les substances alcalino-terreuses, il n'y a que la barite qui puisse décomposer à froid le muriate de soude ; elle s'empare de l'acide muriatique, et en sépare la soude à l'état caustique.

Quoique dans les circonstances les plus ordinaires, la soude ait plus d'affinité que l'alumine avec l'acide muriatique, cependant, en élevant beaucoup sa température, on sépare une certaine quantité d'acide muriatique, et tel est le procédé qu'on emploie dans les fabriques d'eau-forte pour faire ce qu'on appelle *esprit de sel.* Il est très-vraisemblable que cette décomposition est en grande partie due à la présence des pyrites, presque toujours contenues dans les argiles siliceuses qui servent à cette opération.

La chaux décompose aussi ce sel, si l'on fait une bouillie avec du muriate de soude et de la chaux, la soude vient à la surface, grimpe à l'état de carbonate de soude ; elle absorbe l'acide carbonique contenu dans l'atmosphère.

Il faut croire qu'il se fait une combinaison du muriate de chaux avec l'excès de chaux mis à nud par la soude enlevée par l'acide carbonique.

La

La potasse est la seule, entre les alcalis, qui décompose le muriate de soude ; il se forme du muriate de potasse, et la soude devient libre.

On s'est beaucoup occupé des moyens d'extraire la soude du sel marin ; presque tous les procédés qu'on a proposés se réduisent au même principe, c'est-à-dire, à convertir le muriate de soude en sulfate de soude, à décomposer celui-ci par le charbon, et à absorber le soufre par une terre calcaire, ou par le fer.

Les personnes qui desireroient avoir des connoissances plus étendues sur cet objet, peuvent consulter un excellent rapport des cit. *Pelletier*, *Lelièvre* et *Darcet*, imprimé dans le dix-neuvième volume des Annales de Chimie.

Pour décomposer le muriate de soude par un oxide de plomb, on mêle une partie de muriate de soude contre sept d'oxide de plomb demi-vitreux, ou litharge, et l'on en fait une bouillie liquide avec un peu d'eau, la litharge perd peu-à-peu sa couleur ; on agite pendant plusieurs heures pour renouveler les surfaces et faciliter l'action des matières.

L'oxide de plomb devient peu-à-peu blanc ; il augmente de volume, et à mesure que l'eau est absorbée, le mélange prend une consistance considérable, en sorte qu'on est obligé d'ajouter à plusieurs reprises une assez grande quantité d'eau ; au bout de quatre jours, la litharge paroît entièrement changée de nature ; alors on étend la matière de 7 à 8 parties d'eau, et on filtre.

Le cit. *Vauquelin*, à qui nous devons cette expérience, a reconnu que la liqueur filtrée avoit une saveur alcaline très-marquée, et contenoit un peu de muriate de plomb en dissolution, et pas un atôme de muriate

de soude ; réduite environ au 10e. de son volume, elle a fourni des cristaux de carbonate de soude, rendu opaque par quelques traces de muriate de plomb.

Il est bien démontré, d'après les expériences du cit. *Vauquelin*, que la litharge qui a servi à la décomposition du muriate de soude, est un muriate de plomb avec excès d'oxide, et que c'est en vertu d'une affinité double que l'oxide de plomb décompose le muriate de soude ; savoir, par les forces réunies de l'oxide de plomb pour l'acide muriatique, et du muriate de plomb pour un excès d'oxide.

Cela explique pourquoi il faut tant d'oxide de plomb pour décomposer complétement le muriate de soude, parce que les $\frac{5}{6}$ au moins de cet oxide sont employés, non à décomposer le sel marin, mais à former le muriate de plomb avec excès d'oxide, et que le quart tout au plus de cet oxide s'unit à l'acide muriatique à l'état de véritable muriate de plomb.

Le muriate de soude est décomposé par quelques sulfates et nitrates ; le phosphate de potasse, les fluates de barite et de potasse, le borate de potasse et le carbonate de potasse, paroissent aussi le décomposer.

Le muriate de soude est d'un usage très-multiplié dans les arts et dans les opérations domestiques ; on s'en sert dans les manufactures de poterie ou de faïence, pour aider la vitrification de la surface ; en chimie, pour faire l'acide muriatique simple et oxigéné, pour faciliter la fusion des substances métalliques, et les garantir du contact de l'air ; chez les tanneurs, pour préparer les cuirs de Hongrie ; enfin, on l'emploie dans les salaisons pour conserver les matières végétales et animales, etc.

Proportions des principes du muriate de soude : 1°. D'après *Bergman*, soude, 42 ; acide muriatique, 52 ; eau, 6 : 2°. D'après *Kirwan*, soude, 50 ; acide muriatique, 33 ; eau, 17.

§. XLVI.

Muriate de Strontiane.

Ce sel, d'abord confondu avec le muriate de barite, en a été distingué par M. *Klaproth*. MM. *Hope*, *Pelletier* et le cit. *Vauquelin* l'ont ensuite examiné.

Pour préparer ce sel, il faut suivre le procédé indiqué pour le nitrate de strontiane.

Ce muriate n'est point altéré par l'air. Soumis à l'action du calorique, il se fond sans se décomposer.

Ce sel est assez soluble dans l'eau, il cristallise en longs prismes trop fins pour en déterminer la forme ; il se dissout dans 0,75 d'eau.

Il est décomposé par l'acide sulfurique, nitrique et phosphorique. L'acide nitrique n'y produit un effet sensible que lorsqu'il est très-concentré.

La barite, la potasse et la soude le décomposent.

Si l'on brûle de l'alcool, tenant en dissolution du muriate de strontiane, la flamme est toujours d'un rouge purpurin, caractère qui distingue ce sel de celui de barite et de tous les autres.

Proportions indiquées par le cit. *Vauquelin* : strontiane, 36,4 ; acide muriatique, 23,6 ; eau, 40.

La plupart des sulfates, nitrates, phosphates, fluates borates, carbonates alcalins, décomposent le muriate de strontiane.

Ce sel n'est encore employé que comme réactif.

§. XLVII.

Muriate de chaux.

Le muriate de chaux est la combinaison de l'acide muriatique avec la chaux, il existe presque partout, mais en petite quantité ; on le trouve dans les matériaux salpêtrés, dans les terres calcaires, dans les eaux de la mer, les eaux-mères des salines, des puits de Paris, etc.

Pour préparer ce sel, on décompose le carbonate de chaux par l'acide muriatique. Lorsque la saturation est complète, on filtre, et l'on fait évaporer.

Sa saveur est âcre, piquante et amère. Il verdit le syrop de violettes.

Il perd une portion de son acide par l'action d'un feu violent, mais jamais la totalité; il reste du muriate de chaux avec excès de base, c'est *le phosphore de Homberg*, qui répand la clarté dans l'obscurité, surtout si on le frotte avec une lame de fer.

Il est susceptible de deux fusions. — Fusion aqueuse et fusion ignée.

Si pendant sa fusion ignée, on y plonge des barreaux de fer, ils s'encroûtent, et si on les laisse ensuite dans l'obscurité, ils jettent une belle lumière phosphorique.

Exposé à l'air, il se résout en liqueur, c'est ce qu'on appeloit autrefois *huile de chaux*.

L'énergie avec laquelle le muriate de chaux sec absorbe l'humidité de l'air, l'a fait employer par *Lavoisier* pour dessécher les gaz, surtout lorsqu'il reformoit de l'eau avec le gaz hidrogène et le gaz oxigène. Cette substance peut très-bien remplacer la potasse caustique.

Le muriate de chaux est un hygromètre fidèle qui absorbe vivement l'humidité de l'air : ainsi si on expose un poids quelconque de muriate de chaux desséché dans un volume d'air déterminé, on voit qu'on en obtiendroit la connosssance du poids réel et effectif de l'eau que pourroit contenir l'air.

Ce que nous venons de dire, prouve que ce sel a une très-grande affinité avec l'eau, mais il ne cristallise que difficilement. Cependant, par une évaporation convenable, sa dissolution fournit des cristaux dont la forme est celle d'un prisme à six pans égaux, avec des pyramides à six faces.

Lorsqu'on a beaucoup rapproché la dissolution du muriate calcaire, elle se refroidit sans cristalliser, si elle est dans un repos absolu; mais si l'on vient à l'agiter tout à coup, elle se prend en une masse solide et dure comme de la pierre, d'où il se dégage une grande quantité de calorique.

Les cit. *Guyton*, *Fourcroy* et *Vauquelin* ont fait quelques expériences sur la congélation de différens liquides par un froid artificiel.

Ils ont vu qu'une partie de muriate de chaux cristallisé et deux parties de neige, descendirent en se liquéfiant à 34 — o.

Huit parties de muriate de chaux et six parties de neige mêlées dans un vase de verre, ont donné 39 — o.

825,444 gr. (27 onces) de muriate de chaux cristallisé et 550,296 gr. (18 onces) de neige, le thermomètre descend à 38 — o.

Un autre mélange de 246,576 gr. (8 onces) de muriate de chaux, 183,432 gr. (6 onces) de neige, formé dans

un vase de verre et placé dans le premier mélange fondu, si on y plonge un thermomètre, on obtient 43 — o de froid.

Le cit. *Vanmons* a aussi obtenu un froid artificiel de 53 degrés (ancienne division) en se servant d'un mélange de muriate de chaux et de soude caustique, figée, qu'il prépare en traitant le muriate de soude avec la chaux vive; il éteint cette terre avec une dissolution de sel, et il filtre à froid.

Les acides sulfurique, nitrique, décomposent aussi le muriate de chaux en s'emparant de sa base.

L'acide sulfurique en chasse l'acide muriatique, sous forme de fumée blanche, et avec bruit; et on a du sulfate de chaux.

En instillant, d'après M. *Kasteleyn*, de l'acide sulfurique concentré dans une forte solution de muriate de chaux, ces deux liquides passent instantanément à l'état solide.

L'acide nitrique n'étant pas si fort que l'acide sulfurique, le précipité est moins abondant, et comme le nitrate de chaux qui se forme est soluble, tout reste suspendu dans la liqueur, surtout si elle est étendue d'eau; il y a aussi de l'acide muriatique oxigéné de formé.

L'acide phosphorique décompose aussi ce sel, mais en partie, ou jusqu'à ce qu'il ait formé du phosphate acide de chaux, par la voie humide et complétement par la voie sèche.

Nous verrons aussi que les acides oxalique et tartareux décomposent ce sel.

La barite, la strontiane et les alcalis décomposent le muriate de chaux, parce qu'ils ont avec l'acide muriatique plus d'affinité que cette terre. Quand la potasse ou la

barite sont mêlées à une dissolution très-saturée de muriate de chaux, la chaux s'en dépose si abondamment que la liqueur devient épaisse; c'est ce qu'on nommoit *miracle chimique.* C'est encore deux liquides qui forment par leur mélange, un solide.

L'ammoniaque ne l'altère en aucune manière, lorsqu'elle est bien pure. Si elle se trouve mêlée d'acide carbonique; alors, il y auroit double affinité, et il se formeroit du carbonate de chaux.

Tous les sulfates, excepté celui de chaux, avec le muriate calcaire, éprouvent réciproquement des décompositions; il se forme dans toutes ces circonstances du sulfate de chaux, et des muriates différens, suivant la nature des sulfates employés. Quelques phosphates, fluates, borates et carbonates, surtout alcalins, décomposent aussi le muriate calcaire.

Le muriate de chaux n'est d'usage qu'en médecine; le cit. *Fourcroy* l'a proposé comme un fondant très-actif: il est très-dissoluble dans l'alcool, ce qui donne une grande facilité pour le séparer des autres sels auxquels il est mêlé. Ce sel, ainsi dissous dans l'alcool, brûle avec une flamme d'un beau rouge; il faut avoir soin d'agiter pendant l'inflammation, plus la liqueur s'épaissit, plus elle rougit.

§. XLVIII.

Muriate d'ammoniaque.

Ce sel a été nommé par les anciens, sel ammoniac, parce qu'on le retiroit de l'Ammomie, contrée de la Libye, où étoit situé le temple de Jupiter-Ammon.

Ce sel existe en petite quantité dans la nature, aux en-

virons des Volcans, au Vésuve, vers l'Etna, et même au Vivarais, où il se présente sous différentes couleurs; savoir, le gris, le noirâtre, le rouge, le vert, etc. Mais il est impur, combiné ordinairement avec de l'arsenic et du fer.

On le trouve quelquefois en dissolution dans les eaux de certains lacs de Toscane; il existe aussi dans quelques montagnes de la Tartarie et du Thibet, dans les cavernes ou grottes de Pouzzole, etc.

Le muriate d'ammoniaque du commerce est le produit de l'art; c'est particulièrement en Egypte qu'on fabrique cette substance saline, avec les excrémens des animaux qui se nourrissent des plantes salées. Pour cela, on ramasse la fiente des bœufs, chameaux, et de plusieurs autres animaux; on la fait dessécher en l'appliquant à la surface des murs, et on la brûle ensuite dans les foyers domestiques pour se chauffer.

La suie qui résulte de la combustion de ces matières, est recueillie avec soin, et on la met dans de grandes bouteilles de verre, d'environ un demi-mètre de diamètre, terminées par un col de deux doigts de haut: on les expose à l'action d'un feu assez-vif, que l'on continue pendant soixante-douze heures. Le sel ammoniac s'élève à la partie supérieure du ballon, où il s'attache et prend la forme d'une demi-sphère creuse; les matières charbonneuses et fuligineuses restent au fond, parce qu'elles ne sont pas volatiles; il y a cependant toujours un peu d'huile empyreumatique à moitié décomposée, qui se volatilise aussi, et qui colore les pains de sel ammoniac par la partie supérieure.

Il s'est élevé plusieurs manufactures dans lesquelles on

fabrique le sel ammoniac de toutes pièces, en distillant toutes sortes de matières animales, dans des espèces de fourneaux, qui font l'office de grandes cornues, et en mêlant le produit aqueux, chargé de carbonate d'ammoniaque, avec des eaux-mères des salines des départemens de la Meurthe, du Jura, du Mont-Blanc, etc. qui contiennent des muriates de chaux et de magnésie : ces sels sont décomposés par le carbonate d'ammoniaque, à l'aide d'une double attraction, dans laquelle l'acide muriatique s'unit à l'alcali volatil, et l'acide carbonique à la chaux et à la magnésie. Ces deux dernières combinaisons étant insolubles, se précipitent, et le muriate d'ammoniaque reste dans la liqueur : on fait évaporer celle-ci jusqu'à siccité; on sublime ensuite le sel dans des vases de terre, qui, en s'ouvrant en deux parties, facilitent l'extraction de la matière, et peuvent servir à plusieurs opérations.

Les cit. *Leblanc* et *Dizé* dans leurs manufactures à Françiade (Saint-Denis), combinoient directement l'acide muriatique, retiré du sel marin, par l'acide sulfurique, avec le produit des matières animales, distillées dans des tuyaux de fonte.

Baumé a aussi préparé, pendant longtemps ce sel; il se servoit de matières animales.

Dans les laboratoires de chimie, on prépare ce sel en mêlant directement de l'acide muriatique avec de l'ammoniaque, jusqu'au point de saturation, on fait évaporer à une douce chaleur et on fait cristalliser.

Ce sel a une saveur piquante, âcre, huileuse et ammoniacale.

Il est légèrement ductile, il est flexible à la main, il

s'applatit lorsqu'on le presse, et cède au choc du marteau, d'où vient qu'il est très-difficile à piler.

Le calorique ne le décompose pas, mais il le réduit en vapeurs.

Si on le jette sur des charbons, il se volatilise promptement en fumées blanches; et, si on y applique un vase renversé, il se tapisse de poussière blanche; c'est du muriate d'ammoniaque.

Lorsqu'on opère en grand, il faut avoir un matras à long col, et boucher le bout avec du papier, pour éviter d'en perdre.

Comme ce sel est très-volatil, on emploie ce moyen pour le purifier. *Linnaeus* a dit qu'on pouvoit opérer cette sublimation dans des vases qu'il appelle *circulaires* : c'est-à-dire, coupés tout au tour, ou bien dans des vases, ouvrant comme des boîtes à savonnettes.

Ce sel n'est point altéré par l'air.

Les oxides métalliques décomposent ce sel. Dans la section des métaux, nous ferons connoître la manière de faire ces sortes d'expériences.

L'eau, à la température de 10 degrés, en dissout 0,35 de son poids ; l'eau bouillante en dissout beaucoup davantage, de manière qu'elle en dépose une grande quantité par le refroidissement.

Mêlé avec la glace, il produit un froid considérable.

Sa forme est celle d'un prisme à quatre pans, terminé par des pyramides à quatre faces.

Quelques acides, et spécialement l'acide sulfurique, décomposent ce sel ; il résulte de l'acide muriatique et du sulfate d'ammoniaque.

Mêlé avec l'acide nitrique, il forme une espèce d'eau régale qui dissout bien l'or.

A froid, le muriate d'ammoniaque est décomposé par l'acide nitrique, mais c'est le contraire à chaud.

Le muriate d'ammoniaque est décomposé par la barite, la strontiane, la chaux. La magnésie ne décompose qu'à moitié ce sel, à froid, il se forme un sel triple; quand on emploie l'action du calorique, la décomposition est totale.

C'est avec la chaux qu'on décompose le muriate d'ammoniaque, pour en obtenir l'ammoniaque.

Pour faire cette opération, l'on prend ordinairement deux parties et demie de chaux, et une de sel ammoniac, l'une et l'autre pulvérisée; on les introduit dans une bonne cornue de grès, à laquelle on adapte un alonge et une petite bouteille à deux tubulures contenant un peu d'eau; de celle-ci part un autre tube, dont l'extrémité plonge dans une autre bouteille dans laquelle on met une quantité d'eau égale au poids du muriate d'ammoniaque; si une ne suffit pas, on en met deux, trois, etc.

L'appareil bien luté, on chauffe par degrés: à mesure que l'ammoniaque se dégage à l'état de gaz, elle est dissoute par l'eau, et forme ce qu'on appeloit autrefois *l'alcali volatil fluor.*

L'acide muriatique reste dans la cornue uni à la chaux. Si l'on chauffe fortement ce muriate de chaux, il se vitrifie, et acquiert la propriété phosphorescente, d'où lui vient le nom de *phosphore de Humberg*, parce que, frotté dans l'obscurité, il répand des traces de lumière assez vive.

S'il n'a pas été assez chauffé, c'est un simple mélange

de muriate de chaux, et de chaux qui, exposé dans un lieu humide, se fond en partie, et se réduit en un liquide épais et doux au toucher, ce qui lui a valu la dénomination *d'huile de chaux*.

La chaux en poudre et triturée avec le muriate d'ammoniaque, dégage aussi du gaz ammoniac.

La potasse et la soude décomposent le muriate ammoniacal, comme le fait la chaux, et en dégagent de même l'ammoniaque pur, et sous forme de gaz.

Parmi les sels, quelques sulfates, phosphates, fluates, borates et carbonates, ont la propriété de décomposer le muriate d'ammoniaque.

Les proportions de ces principes sont les suivantes :

Ammoniaque, 40; acide muriatique, 52; eau, 8.

Ce sel est très-utile dans les arts, en chimie et médecine; il sert en teinture pour aviver certaines couleurs; pour étamer les métaux, dont il décape la surface et l'empèche de s'oxider; on l'emploie en docimasie, pour reconnoître la présence du fer dans les minéraux, parce qu'il en favorise la sublimation; enfin, il est très-usité en médecine, pour la préparation des médicamens, tant externes qu'internes.

§. XLIX.

Muriate de magnésie.

On trouve souvent ce sel en dissolution dans les eaux, dans les terreins calcaires, dans des matériaux salpétrés, où il accompagne constamment les nitrate et muriate de chaux, etc.

On le prépare, en mêlant directement de la magnésie,

avec de l'acide muriatique, jusqu'au point de saturation; on filtre et on évapore.

Sa saveur est amère, âcre, piquante.

Il est décomposé par la chaleur qui en chasse l'acide, et la magnésie reste pure.

Il attire l'humidité de l'air, et se résout en une sorte de bouillie, ou d'huile très-douce à la peau.

Sa dissolution dans l'eau cristallise difficilement, quelquefois il est en lames; mais plus souvent ce sel est mou, et n'offre que rarement des formes régulières.

Lorsque ce sel est pur et bien cristallisé, il donne du froid en se dissolvant dans l'eau; mais s'il a été desséché, il produit un effet contraire. Ces deux propriétés sont communes à tous les sels, qui absorbent beaucoup d'eau pour se cristalliser, et on en voit facilement la raison, en considérant l'eau qu'ils solidifient.

Les acides sulfurique et nitrique décomposent le muriate de magnésie.

Pour opérer ces décompositions, il faut distiller, dans une cornue de verre, un mélange d'une partie de cet acide, et de deux parties de muriate de magnésie. L'acide de ce dernier se volatilise, tandis que les deux autres plus puissans se combinent avec la magnésie, et forment du sulfate ou du nitrate magnésien.

Avec l'acide nitrique, on obtient aussi de l'acide muriatique oxigéné, mêlé de gaz nitreux.

L'acide boracique en dégage aussi l'acide muriatique par la chaleur.

La barite, la strontiane et les alcalis décomposent le muriate de magnésie. Si les alcalis sont bien caustiques, la magnésie se précipite pure.

Les alcalis par excès ne dissolvent pas la magnésie, comme ils le font par l'alumine; ce qui donne un très-bon moyen de séparer ces deux terres, lorsqu'elles se trouvent réunies dans quelques dissolutions.

L'ammoniaque n'en opère pas la décomposition complète, parce qu'il se forme une espèce de sel triple, *muriate ammoniaco-magnésien*, cristallisable avec la portion subsistante de muriate magnésien.

Le muriate magnésien décompose les sulfates et nitrates, à bases d'alcalis fixes et d'ammoniaque, par la voie des doubles affinités; mais, pour s'assurer de ces décompositions, il faut évaporer ou mêler avec l'alcool, les dissolutions de ces sels, versées sur la dissolution du muriate de magnésie, parce que les matières salines nouvelles qui en résultent, restent en dissolution dans la liqueur aqueuse, après le mélange.

Le muriate de magnésie est très-soluble dans l'alcool, et brûle avec une flamme jaunâtre, qui rougit sur la fin.

Les proportions de ce sel, d'après *Bergman*, sont: magnésie, 41; acide muriatique, 34; eau, 25.

Le muriate de magnésie n'est presque d'aucun usage.

§. L.

Muriate ammoniaco-magnésien.

Bergman a le premier indiqué cette combinaison triple, et le cit. *Fourcroy* l'a fait connoître plus positivement.

Voici comment ce chimiste a décrit ce nouveau sel.

Le muriate ammoniaco-magnésien est susceptible de cristalliser en petits polyèdres qui le séparent très-vîte de l'eau.

Il a une saveur amère et ammoniacale à-la-fois.

On le prépare de trois manières différentes. La première consiste à mêler des dissolutions de muriate de magnésie et de muriate d'ammoniaque; on voit se déposer ce sel triple en petits cristaux. La seconde appartient à la demi-décomposition du muriate d'ammoniaque par la magnésie à froid, et par l'agitation de la dissolution de ce sel avec cette terre; et la troisième, à celle du muriate de magnésie par l'ammoniaque. Suivant le cit. *Fourcroy*, le premier procédé est le plus certain, et donne le sel le plus pur.

Ce sel triple se décompose au feu, le muriate d'ammoniaque s'en volatilise, et celui de magnésie perd son acide.

Il est peu altérable à l'air.

L'eau froide le dissout à la dose de 6 à 7 parties sur une; l'eau chaude en dissout davantage.

Les acides le décomposent à la manière des autres muriates. La barite, la potasse, la soude, la strontiane et la chaux en précipitent complétement la magnésie, et en dégagent entièrement l'ammoniaque sous la forme de gaz.

Le cit. *Fourcroy* a trouvé, en analysant ce sel, qu'il contenoit sur cent parties : muriate de magnésie, 73; muriate d'ammoniaque, 27.

Ce sel n'est d'aucun usage.

§. L I.

Muriate de glucine.

Ce sel a beaucoup de propriétés analogues à celles du nitrate (*Voyez* ce sel) : il n'en diffère, 1°. qu'en ce qu'il cristallise plus facilement; cependant, ses cristaux sont

si petits, qu'il a été impossible au cit. *Vauquelin* d'en reconnoître la forme; 2°. parce qu'il n'attire pas l'humidité de l'air ; 3°. parce qu'il est décomposé par l'acide sulfurique.

Quoiqu'il ne soit pas déliquescent, il est assez abondamment dissous par l'alcool, et cette dissolution étendue d'eau, forme une liqueur sucrée fort agréable.

Ce sel est décomposé par toutes les bases précédentes.

Ce sel n'est encore d'aucun usage.

§. LII.

Muriate d'alumine.

On ne trouve pas ce sel dans la nature.

On unit l'acide muriatique à l'alumine; mais il est difficile de le saturer parfaitement.

On ne peut pas l'obtenir sous une forme régulière.

Il rougit le syrop de violettes.

Sa saveur est styptique, comme l'alun, acide et âcre.

Il gonfle les peaux : on croit même que les cuirs de Hongrie sont préparés avec du muriate d'alumine, parce qu'on y emploie du muriate de soude et du sulfate d'alumine ; de manière qu'il se forme une décomposition dans la trempe des peaux : dans ce mélange, l'acide muriatique du muriate de soude se porte sur l'alumine, et l'acide sulfurique du sulfate d'alumine, sur la soude ; en sorte qu'il se forme du sulfate de soude, qui est soluble, et du muriate d'alumine qui s'interpose dans les cuirs, et les conserve.

Le muriate d'alumine se décompose au feu; l'alumine reste pure.

Il

Il est très-déliquescent à l'air.

La dissolution de ce sel prend une couleur jaune par l'évaporation ; elle fournit une masse gélatineuse, demi-transparente, de la même couleur que la dissolution, et comme cornée, difficile à réduire en poudre.

Il est décomposé par certains oxides métalliques ; voilà pourquoi, lorsque l'on expose au feu un mélange de sulfate d'alumine, qui tient de l'oxide fer, on a soin de faire calciner la mine, pour que l'acide sulfurique se porte sur l'alumine de préférence au fer ; autrement on auroit pour produit plus de sulfate de fer que d'alun.

Les substances terreuses et les alcalis décomposent ce muriate. La potasse et la soude ont la propriété de redissoudre le précipité d'alumine, quand on met ces alcalis en excès, propriété que n'a pas la magnésie. L'ammoniaque ne redissout pas le précipité bien complétement.

Plusieurs acides décomposent ce sel, surtout l'acide nitrique et sulfurique : en général l'alumine tient peu aux acides.

§. LIII.

Muriate de zircone.

L'acide muriatique est celui qui s'unit le plus aisément à la zircone, lorsqu'elle est divisée ou combinée à l'acide carbonique ; mais elle refuse absolument de former cette union, si on la fait rougir, même légèrement : il est donc important de ne pas dessécher cette terre à une forte chaleur, lorsqu'on veut la combiner aux acides.

Le muriate de zircone n'a point de couleur ; sa saveur est astringente.

Le calorique le décompose, il en chasse l'acide.

Il forme des grumeaux dans la bouche, en se décomposant par la salive.

Ce sel perd sa transparence à l'air, en perdant une partie de son eau de cristallisation.

Une dissolution de gaz hidrogène sulfuré dans l'eau mêlée à une dissolution de muriate de zircone, tenant du fer, en trouble la transparence, et lui donne une couleur rougeâtre, mais n'y occasionne pas de véritable précipité.

L'hidro-sulfure d'ammoniaque précipite sur-le-champ ce sel en un très-beau vert, qui paroît noir lorsqu'il est sec; ce précipité, exposé sur les charbons ardens, répand une odeur de gaz hidrogène sulfuré, et devient d'un bleu légèrement purpurin par la pulvérisation; tandis qu'avant d'avoir été chauffé, il donne une poudre d'un gris de perle : cette couleur est due à l'oxide de fer combiné à la zircone.

Ce sel jouit d'une dissolubilité assez grande; il se dissout également dans l'alcool, à la flamme duquel il ne communique pas de couleur particulière.

La dissolution de ce sel fournit, par une évaporation ménagée, de petites aiguilles transparentes, dont la forme est très-difficile à déterminer.

Lorsque le muriate de zircone contient encore quelques portions de silice, il donne des cristaux cubiques, qui sont sans consistance, et ressemblent à une gelée. Ces cristaux cubiques, exposés à l'air, perdent peu-à-peu leur transparence, et diminuent de volume; il se forme, dans la masse même de ce sel, des aiguilles blanches et soyeuses, qui sortent au-dehors des cubes où elles ont pris naissance.

Une lame de zinc, mise dans une dissolution de muriate de zircone, donne naissance à une légère effervescence, due à du gaz hidrogène ; la liqueur devient laiteuse, et se prend en gelée blanche, demi-transparente au bout de quelques jours.

Les substances terreuses décomposent ce sel, ainsi que les alcalis.

L'alumine pure le décompose, à l'aide d'une légère chaleur; l'alumine se dissout, la liqueur devient laiteuse, et se prend en gelée par le refroidissement. Lorsque le muriate de zircone contient du fer, il reste en dissolution avec l'alumine, et la zircone, qui a été précipitée par ce moyen, ne contient plus sensiblement de ce métal; c'est donc un moyen simple et facile de dépouiller cette terre du fer qui l'accompagne dans les hyacinthes, et qui y tient avec beaucoup de force.

L'affinité de la zircone pour l'acide muriatique, suit le même ordre que pour l'acide nitrique, relativement aux alcalis et aux terres.

Le muriate de zircone est décomposé, 1°. par l'acide sulfurique ; une partie du sulfate de zircone formé se précipite sous la forme de flocons blancs, très-pesans, et une autre portion est retenue en dissolution par l'acide muriatique : mais, à l'aide de la chaleur, cet acide se dissipant, le reste du sulfate de zircone se dépose à mesure ; et, si l'on arrête l'évaporation de la liqueur avant qu'elle ne soit réduite à siccité, elle se prend en une espèce de gelée par le refroidissement. Le sulfate de zircone est donc dissoluble dans l'acide muriatique, dissolubilité qui est encore augmentée par l'intermède du calorique.

2°. Les acides phosphorique, citrique, tartareux, oxa-

lique, sachlactique, décomposent le muriate de zircone, et forment avec sa base des composés insolubles, qui se précipitent en flocons blancs.

3°. L'acide gallique précipite le muriate de zircone en une matière blanche, et en vert grisâtre, si elle contient du fer; et le dépôt qu'il forme dans ce dernier cas, devient, en se séchant, d'un noir luisant, qui a le même aspect que l'encre de la Chine. La liqueur, au milieu de laquelle les gallates de zircone et de fer ont été formés, conserve une couleur verdâtre; et, quoique de nouvelles quantités d'acide gallique n'y occasionnent plus de précipitation, le carbonate d'ammoniaque en sépare une matière floconneuse très-abondante, qui a une couleur purpurine, à-peu-près semblable à celle de la lie de vin.

On voit, d'après ces expériences, que l'acide gallique a plus d'affinité avec la zircone que l'acide muriatique, et que les gallates de zircone et de fer sont dissolubles dans l'acide muriatique, puisqu'il en est resté une partie en dissolution dans la liqueur qui a été séparée par le carbonate d'ammoniaque.

§. LIV.

Muriate de silice.

Ce sel est encore très-peu connu; le cit. *Fourcroy* est le premier qui l'ait observé.

Pour obtenir ce muriate, on fond la silice avec l'alcali, on verse ensuite sur ce mélange de l'acide muriatique; la silice se dissout dans l'acide, et conserve toujours un excès d'acidité; si l'on chauffe, la silice se précipite, et l'on obtient un muriate de potasse et de silice.

Ce sel rougit les couleurs bleues végétales, et est décomposé par le calorique.

On n'a point encore examiné les autres propriétés de ce sel.

Muriates sur-oxigénés.

§. L V.

Muriate de barite.

Inconnu.

§. L V I.

Muriate sur-oxigéné de potasse.

Ce sel, dont la découverte est due à *Berthollet*, se prépare en faisant passer dans une dissolution de potasse caustique, ou combinée à l'acide carbonique, du gaz acide muriatique oxigéné.

L'appareil dont on se sert pour cette opération, est le même que pour l'acide muriatique oxigéné, à cette différence que, dans les flacons de *Woulf*, au lieu d'eau, on met une dissolution de potasse. La meilleure proportion à garder entre l'eau et la potasse, c'est six parties de la première, et une de la dernière. Lorsqu'on emploie du carbonate de potasse, il se produit au bout d'un certain temps une effervescence due au dégagement de l'acide carbonique; avec la potasse caustique, il n'y a point d'effervescence, mais il se développe un peu de calorique, différence qui s'explique aisément.

Comme le muriate sur-oxigéné de potasse n'est pas, à beaucoup près, aussi dissoluble que la potasse, dès qu'il s'en est formé une certaine quantité, il cristallise au milieu de la liqueur sous la forme de paillettes brillantes, dont la quantité augmente à mesure que la saturation se

fait. En examinant le résultat de cette opération, *Berthollet* a trouvé que l'acide muriatique oxigéné ne se combinoit point à la potasse tel qu'il y arrivoit; qu'au contraire, il se divisoit en deux parties, l'une qui se dépouilloit de son oxigène en faveur de l'autre, en sorte qu'il se forme de l'acide muriatique sur-oxigéné et de l'acide muriatique ordinaire qui, s'unissant l'un à l'autre à la potasse, donnent naissance à du muriate de potasse ordinaire, et à du muriate sur-oxigéné de potasse. Il s'établit donc trois affinités dans cette opération, celle d'une nouvelle quantité d'oxigène pour l'acide muriatique oxigéné, et de celui-ci pour la potasse, et celle de l'acide muriatique ordinaire pour le même alcali.

La dissolubilité de ces sels étant très-différente dans l'eau froide, leur séparation devient facile; il suffit de ramasser le sel qui s'est cristallisé pendant l'opération, de le dissoudre dans la quantité d'eau bouillante nécessaire, de filtrer la dissolution pour en séparer une petite quantité de terre, qui existe dans la potasse commune, et de la laisser refroidir. Le muriate sur-oxigéné se dépose sous la forme de lames brillantes. Pour l'obtenir sec, on décante la liqueur surnageante, on le laisse égoutter, et on le fait sécher ensuite sur des papiers-brouillards. Comme le muriate sur-oxigéné de potasse est peu dissoluble dans l'eau froide, il en reste peu en dissolution dans les eaux-mères; cependant, si on veut le recueillir entièrement, on y parvient en réduisant la liqueur par l'ébullition, et en la laissant refroidir.

Ce sel prend ordinairement la forme de lames carrées très-minces : quelquefois il se présente sous celle d'un parallèlipipède.

Sa saveur est fraîche et piquante comme celle du salpêtre ; il fuse sur les charbons allumés, à la manière de ce dernier, cependant avec plus de vélocité, et en répandant une flamme plus vive. Broyé sur un porphyre, ou dans un mortier de marbre avec un pilon de bois, il pétille et lance des étincelles.

Distillé dans une cornue, il se décompose assez facilement, et donne, à une chaleur médiocre, du gaz oxigène bien pur.

Cent parties de ce sel donnent environ 0,33 de son poids de gaz oxigène. Lorsqu'il a été préparé avec soin, et que la distillation a été faite artistement, le gaz oxigène que l'on obtient est presqu'entièrement absorbé par le phosphore ; il n'a donné à *Berthollet* que 2 à 0,03 de résidu, encore est-il vraisemblable qu'ils provenoient de l'air de l'appareil dont il est difficile de se débarasser.

La chaleur modérée, à laquelle l'oxigène quitte le muriate de potasse, indique que ce principe n'y adhère pas très-fortement, ou qu'il retient dans sa combinaison une grande quantité de calorique ; ce que semblent annoncer plusieurs faits où le muriate sur-oxigéné est décomposé par les corps combustibles.

Ce sel est peu sensiblement altéré par l'air. Il est beaucoup plus dissoluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide.

Si on le jette dans de l'acide sulfurique concentré, il détonne, en faisant entendre un bruit sec ; il s'élance à une grande distance du vase, et répand une lumière rouge très-foncée.

Avec l'acide nitrique concentré, il pétille et répand quelques étincelles, mais sans explosion, comme dans le cas précédent.

Mélangé à la dose de trois parties, avec une de soufre, et trituré dans un mortier de métal, il produit une suite de détonnations très-fortes, qui ressemblent à des coups de pistolet, si l'on fait l'expérience seulement à la dose d'un gramme.

Le même mélange détonne encore plus fortement sous le choc du marteau : il s'enflamme dans l'acide sulfurique concentré, en répandant une lumière extrêmement vive.

Un mélange de trois parties de ce sel, d'une demi-partie de soufre, et d'une demi-partie de charbon, produit les mêmes effets que le précédent, mais encore plus violens.

Plusieurs métaux très-combustibles, tels que le fer, l'antimoine, le zinc, l'arsenic et les sulfures métalliques, mêlés avec deux parties de muriate oxigéné, détonnent aussi avec flamme, par le choc, mais ne s'enflamment pas dans l'acide sulfurique.

Beaucoup de matières végétales, telles que les huiles, le sucre, l'amidon, l'alcool, l'éther, la sciure de bois, etc. présentent les mêmes phénomènes. Tous ces mélanges détonnent aussi par le choc électrique, en produisant une flamme extrêmement vive.

Ces expériences, dues aux cit. *Fourcroy* et *Vauquelin*, prouvent que l'oxigène est beaucoup moins fortement attaché au muriate de potasse, qu'il ne l'est dans le nitrate de potasse, puisque ce sel ne produit pas les mêmes phénomènes, avec les corps combustibles, traités de la même manière.

Berthollet qui, le premier, avoit reconnu la facilité avec laquelle ce sel cédoit son oxigène aux corps combustibles, a fait plusieurs tentatives pour en former une

poudre plus forte que la poudre à canon ordinaire. Ses soupçons se réalisèrent; mais il reconnut bientôt que l'usage en deviendroit dangereux, tant est grande l'inflammation de cette matière.

On n'a pas encore examiné la manière d'agir de ce sel sur les autres sels précédemment examinés, si ce n'est sur les sulfites et phosphites, qu'il convertit en sulfates et en phosphates, en brûlant même avec flamme le soufre excédant des premiers, lorsqu'on le fait passer avec ces sels à travers un tube de terre rouge.

Cent parties de ce sel contiennent : muriate de potasse, 67; oxigène, 33.

L'usage de ce sel n'est pas encore très-étendu. On a employé depuis peu sa dissolution dans l'eau avec quelques succès, pour nettoyer le marbre blanc.

Les autres muriates sur-oxigénés ne sont pas connus. Le cit. *Fourcroy* les range dans l'ordre suivant : muriates sur-oxigénés de barite, potasse, soude, strontiane, chaux, magnésie, glucine, alumine et zircone.

§. LVII.

Des phosphates.

L'acide phosphorique s'unit aux terres et aux alcalis, et forme des sels qu'on a nommés *phosphates*, tandis que ceux qui résultent de la combinaison de l'acide phosphoreux, sont distingués par celui de phosphites : dénominations qui, comme on le voit, indiquent à-la-fois la nature du sel, de la base, de l'acide et de l'état où il s'y trouve.

Les combinaisons de l'acide phosphorique avec les

terres, les alcalis et quelques oxides métalliques, sont décomposées par les acides sulfurique, nitrique, muriatique, oxalique, etc. lorsqu'on opère à froid et au milieu de l'eau ; mais c'est le contraire à chaud, et le sulfate de potasse, le nitrate de potasse, etc. sont décomposés par cet acide.

§. LVIII.

Phosphate de barite.

On peut préparer le phosphate de barite de deux manières, ou en unissant immédiatement jusqu'au point de saturation, la barite à l'état de pureté, avec l'acide phosphorique, ou même combinée à l'acide carbonique ; ou bien, par une double affinité, en présentant à un sel baritique dissous dans l'eau, tel que le muriate ou le nitrate, l'acide phosphorique combiné à un alcali, soit soude, potasse ou ammoniaque : alors l'acide phosphorique se porte sur la barite, et forme un dépôt dans la liqueur, tandis que l'autre sel reste en dissolution.

Ce sel se fond au feu sans changer de nature, et se vitrifie à une chaleur rouge de plusieurs heures.

Il se fond au chalumeau, et si l'on fait l'opération sur un support de charbon, il répand une flamme jaune phosphorique ; les globules qu'il forme deviennent opaques en refroidissant, à moins qu'ils ne contiennent un excès d'alcali.

Il est inaltérable à l'air.

Ce sel est insoluble dans l'eau, mais il devient soluble par excès d'acide. Il n'est pas décomposé par les terres et les alcalis.

Les acides ne décomposent pas entièrement le phosphate de barite; cependant on croit que l'acide sulfurique le décompose entièrement : mais comme le phosphate de barite a une très-grande affinité pour un excès d'acide, les acides nitrique et muriatique n'enlèvent qu'une partie de la barite, et il reste un phosphate de barite acide.

Le phosphate de barite est décomposé par les sels qui agissent par double affinité, surtout lorsque l'acide de ces sels agit plus fortement sur la barite que sur leurs bases : ainsi le phosphate de barite est décomposé par le sulfate de barite, et par tous les carbonates alcalins, soit à chaud, soit à froid ; mais, dans le premier cas, le carbonate d'ammoniaque est insuffisant.

Ce sel n'est encore d'aucun usage ; mais on peut s'en servir, avec avantage, pour séparer le sulfate de chaux de l'acide phosphorique retiré des os, en faisant bouillir ces matières ensemble, l'acide sulfurique s'unit à la barite, et la chaux à l'acide phosphorique; d'où naissent deux sels parfaitement insolubles.

§. LIX.

Phosphate de strontiane.

La connoissance de ce sel, ainsi que le phosphate de barite, sont dus au cit. *Vauquelin.*

On prépare ce sel en combinant l'acide phosphorique avec la strontiane pure, ou bien en mélant les dissolutions de nitrate et de muriate de strontiane avec celles de phosphates alcalins ; il se précipite du phosphate de strontiane pur.

Il est composé de : strontiane, 58,76 ; acide phosphorique, 41,24.

Chauffé au chalumeau, il se fond en un émail blanc, et répand une lueur phosphorique.

Ce sel n'a point de saveur; il est indissoluble dans l'eau, mais dissoluble dans l'eau par les acides muriatique et nitrique.

Il est décomposé par la barite, ainsi que par l'acide sulfurique; les acides nitrique et muriatique ne le décomposent que jusqu'à l'état de phosphate acidule.

§. L X.

Phosphate de chaux.

Ce sel existe abondamment dans la nature, où il forme des masses considérables : chez les animaux il constitue, au moins dans la plupart, la base du squelette, et dans les végétaux, dans les cendres, on le trouve en plus ou moins grande quantité.

C'est en Espagne, dans la province d'Estramadure, qu'on a trouvé, il y a peu de temps encore, le phosphate de chaux, formant des couches assez étendues; il a une couleur opaque, parsemée de taches jaunâtres, dues à de l'oxide de fer.

Celui dont on se sert pour les opérations de chimie et des arts, est retiré des os des animaux, fortement calcinés dans des fourneaux, pour brûler les matières animales qui en lient les parties.

Ce sel ne paroît éprouver, de la part de la chaleur, qu'un ramollissement, une espèce de demi-fusion qui lui donne l'apparence de biscuit de porcelaine ; et c'est pour

cette raison que l'on a donné à ces matières, fortement calcinées, le nom d'os *porcelanisés*. On remarque cependant que les os exposés à l'action d'un feu violent, répandent aux environs une lueur jaune phosphorique, qui indique une décomposition de l'acide phosphorique, dont le phosphore brûle à une certaine distance ; mais cette décomposition a des bornes fort étroites, et s'arrête bientôt. Peut-être ces phénomènes sont-ils dus à une petite quantité de phosphate d'ammoniaque, contenue entre les lames osseuses, ou dans les membranes qui les enveloppent.

Le phosphate de chaux est insoluble dans l'eau, mais il devient soluble par le secours d'un acide, tel que le vinaigre, ou l'acide phosphorique lui-même.

Aucune base, excepté la barite et la strontiane, ne lui font subir aucune altération, d'où il est évident que les liens qui unissent ses principes entr'eux sont très-forts ; mais les acides sulfurique, nitrique, muriatique, acéteux, oxalique, le décomposent en partie, et jusqu'au point seulement où ils ont enlevé à l'acide phosphorique, environ les 0,40 de la chaux qui existe dans une masse quelconque de phosphate calcaire.

Suivant l'analyse des citoyens *Fourcroy* et *Vauquelin*, ce sel contient : acide phosphorique, 41 ; chaux, 59.

§. LXI.

Phosphate acide de chaux.

C'est en décomposant le phosphate de chaux par l'acide nitrique, que *Schèele* nous a fait connoître la nature des os et l'existence de ce sel ; mais on arrive mainte-

nant au même but, en suivant une marche plus simple.

Voici la manière d'opérer :

Pour calciner les os, on élève à un double décimètre de hauteur, sur environ un mètre, des briques, au-dessus desquelles on place des barres de fer pour former une espèce de grille, sur laquelle on met tous les os que l'on veut calciner ; lorsqu'on élève les briques, il faut avoir l'attention de laisser une ouverture d'un double décimètre en carré, afin de déterminer un courant d'air ; et, par cette ouverture, on introduit quelques morceaux de bois déjà allumés, lesquels mettent le feu aux os, qui brûlent ensuite par eux-mêmes, jusqu'à ce qu'ils se trouvent assez calcinés ; cette opération, qui n'entraîne avec elle aucune dépense, doit se faire en plein air, parce que la quantité de matière huileuse qui échappe à la combustion, est encore assez considérable pour devenir dangereuse dans un endroit qui seroit petit et clos : tous ces os sont ensuite réduits en poudre fine et passés au tamis.

Séparation de l'acide phosphorique, par l'intermède de l'acide sulfurique.

On prend une partie d'os calcinés, on les délaie dans quatre parties d'eau, et on verse sur ce mélange une demi-partie d'acide sulfurique concentré, en agitant continuellement la matière. On laisse macérer le tout pendant vingt-quatre heures, en ayant soin de l'agiter de temps en temps, pour renouveler les surfaces et les points de contact.

Au moment où l'on verse l'acide, il y a dégagement de calorique, et il se fait une vive effervescence, occasionnée par le dégagement de l'acide carbonique ; car, outre le

phosphate de chaux, les os contiennent aussi une certaine quantité de carbonate de chaux.

Alors, l'acide sulfurique s'unit à la chaux, avec laquelle il forme un sel insoluble, et l'acide phosphorique, rendu libre, se dissout dans l'eau.

L'acide que l'on obtient contient encore beaucoup de chaux, et doit être regardé, d'après les expériences des citoyens *Fourcroy* et *Vauquelin*, comme un phosphate acidule de chaux, que les acides ne peuvent décomposer.

Pour séparer tout l'acide phosphorique des os, on peut décomposer le phosphate acidule par l'acide oxalique, le carbonate d'ammoniaque, et le nitrate de plomb ; mais le premier est trop cher pour pouvoir être proposé. Le second, en précipitant toute la chaux en craie, et en formant du phosphate d'ammoniaque, décomposable à la vérité avec le charbon, donne le résultat que l'on cherche; mais il complique un peu l'opération, en fournissant du carbonate d'ammoniaque. Le troisième, le nitrate de plomb, paroît préférable, en ce qu'il forme du nitrate de chaux, qui reste en dissolution, et du phosphate de plomb, qui se précipite dans la liqueur : ce précipité bien lavé et chauffé avec du charbon bien sec, donne facilement tout le phosphore qu'il contient.

D'après les expériences des chimites cités ci-dessus, ils indiquent que dans cent parties de phosphate de chaux neutre, ou de terre des os calcinés, il y a 0,41 d'acide phosphorique qui, d'après l'analyse de *Lavoisier*, contiennent 0,16 de phosphore; ainsi, en parvenant à mettre ces 0,41 d'acide phosphorique à nud, on obtiendroit en le distillant avec le charbon 0,16 de phosphore, ou un peu

moins du sixième du poids de la terre des os, qui en recèle véritablement cette quantité. Mais, comme il n'y a que 0,17 de cet acide mis à nud, et que 0,24 restent encore intimement unis à la chaux, les 0,17 ne peuvent donner que 4,8 de phosphore; ainsi, l'on perd plus des deux tiers du phosphore contenu dans les eaux, et, après la distillation de leur acide obtenu par le procédé ordinaire avec le charbon, il reste encore dans le résidu 0,59 de phosphate de chaux neutre non décomposé.

Ces explications nous conduisent donc à préférer le procédé des citoyens *Fourcroy* et *Vauquelin.*

De l'évaporation des liqueurs acides et de leur mélange avec la poudre de charbon.

Quand la matière a macéré, comme nous l'avons dit ci-dessus, on tire la liqueur à clair : on lave le marc à plusieurs reprises avec de l'eau de rivière; on réunit ces lavages avec la première eau, et on les fait évaporer dans des chaudières de cuivre, et mieux de plomb. Pendant l'évaporation de cette liqueur, il se sépare une assez grande quantité de sulfate de chaux, retenu en dissolution à la faveur de l'acide phosphorique : on le sépare par le repos et la décantation; mais l'acide phosphorique en retient toujours une certaine quantité, qu'on n'en peut séparer que par des moyens compliqués et coûteux.

L'acide phosphorique se présente communément sous la forme d'une masse blanche légèrement jaunâtre, formée de petites écailles brillantes et comme nacrées; c'est ce qu'on appelle *acide phosphorique concret*; mais il est impur; il contient encore beaucoup de chaux.

C'est

C'est avec cet acide que l'on fabrique le phosphore.

Pour extraire le phosphore de l'acide phosphorique, il suffit de le mêler avec le quart de son poids de charbon en poudre, de faire dessécher le mélange dans une chaudière de fonte, jusqu'à ce que la plus grande partie de l'humidité soit dissipée.

Pelletier amène les liqueurs acides au point d'une matière épaisse. Alors il y ajoute de la poudre de charbon, ou de la braise de boulanger, calcinée auparavant, jusqu'à ce que la matière devienne friable : on continue de la dessécher en remuant continuellement, pour empêcher que la matière ne se grumèle, et on porte cette dessication au point de faire rougir le fond de la bassine.

Il faut avoir l'attention de choisir une bassine dont le fond soit très-épais, et même de luter extérieurement pour le défendre du coup de feu qui le calcineroit.

De la distillation du phosphore.

On remplit une cornue de grès, bien lutée, du mélange, et on se sert pour récipient d'une cornue renversée, dans laquelle on met de l'eau. *Pelletier* se sert aussi d'un récipient en cuivre, qui est fait d'après l'idée d'une cornue renversée. *Voyez* la planche.

On met de l'eau dans le récipient, de manière que le phosphore, à mesure qu'il passe, est arrêté, et n'a pas contact avec l'air. Par-là, il y a une grande quantité de phosphore qui échappe à la combustion, puisqu'il faut qu'il passe à travers une colonne d'eau d'environ un double décimètre, avant qu'il n'ait le contact de l'air ; il y en a cependant une petite portion qui est volatilisée en nature, et qui est poussée quelquefois à un décimètre au-

dessus de la tubulure, où ce phosphore brûle en scintillant, et la tubulure se trouve quelquefois engorgée par du phosphore pulvérulent; c'est à quoi il faut faire attention, pour éviter l'absorption : mais lorsqu'on a l'attention de bien conduire l'opération, cet inconvénient n'a pas lieu. Quant à la purification et au moulage du phosphore, *voyez* l'article sur le phosphore.

Au commencement de l'opération, il se dégage du gaz hidrogène et de l'acide carbonique, provenant de la décomposition de l'eau par le charbon : lorsque l'acide phosphorique commence à être décomposé, le gaz hidrogène dissout un peu de phosphore, qui lui donne la propriété de luire dans l'obscurité par le contact de l'air; enfin, dès que la chaleur est assez forte, le phosphore prend la forme d'une huile qui tombe dans l'eau du récipient où il se fige.

Cette expérience fait voir qu'à une haute température, le carbone a plus d'affinité avec l'oxigène que n'en a le phosphore; que celui-ci en a plus que l'hidrogène, puisque l'eau est décomposée avant l'acide phophorique : enfin, que l'hidrogène peut dissoudre une certaine quantité de phosphore. Il paroît que l'eau du récipient retient de l'hidrogène phosphoré; car, lorsqu'on l'expose à l'air dans l'obscurité, même après avoir été filtrée, elle répand des flammes phosphoriques très-brillantes, surtout lorsqu'on renouvelle ses surfaces en l'agitant.

Le phosphate acide de chaux se cristallise en petits filets soyeux ou en lames brillantes, micacées, nacrées, qui se collent ensemble et qui prennent par leur réunion une forme mielleuse ou presque glutineuse.

La nature le présente dans l'urine humaine, d'où on

le précipite en phosphate de chaux par les alcalis purs, d'où il se dépose même spontanément, et aussi en phosphaste de chaux, à mesure que l'ammoniaque, qui se forme si promptement dans cette liqueur excrémenticielle, sature l'acide phosphorique, qui le constituoit acide.

Ce sel se prépare toujours artificiellement, comme nous venons de l'indiquer. Il attire l'humidité de l'air; il se dissout dans l'eau. Les acides ne le décomposent pas.

Le phosphate acide de chaux n'est pas encore en usage; mais le phosphate de chaux neutre sert à polir les métaux, les pierres précieuses et factices, pour la fabrication des coupelles, pour enlever les taches de graisse de dessus les étoffes, les linges ou les papiers, pour en fabriquer différens objets de tabletterie, avant d'avoir été calciné; enfin, il sert dans les manufactures de sel ammoniac, ainsi que cela se pratique dans le pays de Liége.

§. LXII.

Phosphate de potasse.

Ce phosphate est peu connu; on sait seulement qu'il se prépare en combinant directement l'acide phosphorique pur avec la potasse.

Ce sel est composé de : chaux, 46; acide phosphorique, 54.

Ce sel ne cristallise pas; il se prend en une espèce de gelée, lorsqu'on fait évaporer sa dissolution : il attire en cet état l'humidité de l'air; il est décomposé par la chaux, la barite et la strontiane, qui, l'une et l'autre, ont plus d'affinité pour l'acide phosphorique. *Vauquelin* annonce que quelques expériences semblent prouver que la soude enlève cet acide à la potasse.

Ce sel n'est pas décomposé par le charbon, comme le phosphate d'ammoniaque; et cela doit être ainsi, puisque le carbonate de potasse est décomposé par le phosphore, qui enlève au carbone, par une double affinité, l'oxigène qu'il contient dans sa combinaison avec la potasse.

Ce phosphate n'est pas décomposé par le feu; il se vitrifie.

La barite, la strontiane et la chaux décomposent ce sel.

Il décompose tous les nitrates et muriates terreux.

La plupart des dissolutions métalliques, telles que celles d'argent, de fer, de mercure, d'antimoine, sont décomposées.

Si le phosphate de potasse n'est pas bien saturé d'alcali, il rougit les couleurs bleues végétales.

§. LXIII.

Phosphate de soude.

C'est de l'urine humaine que *Margraff* l'a dégagé le premier. Maintenant il est le résultat de la combinaison de l'acide phosphorique pur avec la soude.

Dans les arts, on le prépare en saturant le phosphate acide liquide obtenu des os calcinés par l'acide sulfurique, avec le carbonate de soude, qu'on a soin de mettre en excès; on filtre la dissolution, qui précipite du carbonate et un peu de phosphate de chaux. On évapore la liqueur jusqu'à légère pellicule, et le phosphate de soude se cristallise par le refroidissement.

Il est très-dissoluble dans l'eau, et cristallisse facilement. Sa forme la plus ordinaire, est celle d'un rhomboïde alongé, dont les faces sont inclinées les unes sur les

autres. Ce sel se présente aussi sous la forme de cristaux rhomboïdaux et prismatiques, sous la forme de petits cristaux lamelleux; sa cristallisation la plus ordinaire est un parallèlipipède rhomboïdal, dont les angles sont quelquefois tronqués.

Pour que ce sel cristallise aisément, il est nécessaire qu'il contienne un léger excès d'alcali; c'est pourquoi, celui qui est sous cette forme verdit le syrop de violettes. S'il contient, au contraire, un excès d'acide, il ne cristallise qu'avec peine, et se prend alors en une masse, composée de petits feuillets brillans, et comme nacrés, qui ressemblent beaucoup au sel sédatif; c'est ce que *Bergman* appeloit sel perlé de *Haupt.*

Ce sel a une saveur agréable, douce et peu salée.

Il est d'une grande transparence; mais, exposé à l'air, il ne tarde pas à devenir blanc et opaque : les cristaux néanmoins conservent leur forme et assez de consistance, à la différence de plusieurs sels qui, en perdant l'eau de cristallisation, deviennent farineux.

Le phosphate de soude contient beaucoup d'eau de cristallisation, ce qui fait qu'il se liquéfie à une douce chaleur. Si on lui en applique une plus forte, il devient opaque, et il se vitrifie; il donne alors un verre qui est d'un blanc de lait.

Essayé au chalumeau, il commence à se liquéfier; il passe ensuite à un état blanc et concret, et il finit par donner un petit globule vitreux, qui paroît transparent tant qu'il est fondu. Ce petit globule devient opaque en se refroidissant, et il prend une figure polyèdre. Le phosphate de soude se comporte en cela comme le phosphate de plomb, d'après *Pelletier.*

Comme ce sel se fond aisément, il favorise la fusion des terres, soit simples ou composées, ainsi que les oxides métalliques ; c'est pourquoi les minéralogistes et les chimistes l'employent souvent avec succès, dans leurs essais au chalumeau, pour reconnoître la nature des matières qu'ils examinent.

Ce sel est décomposé par la barite, la strontiane, la chaux, la potasse et par les sels calcaires, magnésiens, baritiques et alumineux; mais ce n'est que par une double attraction qu'il opère la décomposition de ces derniers.

La plupart des sels métalliques éprouvent également, de la part de ce sel, des décompositions; ce sont des moyens de former, sur-le-champ et facilement, des phosphates métalliques, qui, à la vérité, sont sujets à varier par les proportions, parce que c'est toujours l'acide le plus fort qui, dans ces sortes de décompositions, fait la loi, et détermine les rapports entre l'acide le plus foible, et la base que l'autre lui cède.

On substitue ce sel, pour l'usage médicinal, au sulfate de soude, dont il a tous les avantages.

On l'emploie à la dose de trois ou quatre décagrammes, dans deux tasses de bouillon aux herbes, ou fondu dans deux verres d'eau.

§. LXIV.

Phosphate d'ammoniaque.

Pour préparer ce sel, on emploie du carbonate d'ammoniaque et de l'acide phosphorique, jusqu'au point de saturation ; on fait ensuite évaporer la liqueur à une chaleur très-douce. Il faut des précautions pour faire cristal-

liser ce sel; car, si on fait trop chauffer, l'ammoniaque se volatilise. On est même obligé, à mesure que la liqueur s'évapore, d'ajouter un peu d'ammoniaque, pour remplacer celle qui se volatilise, sans cela, le sel seroit avec excès d'acide.

Ce sel accompagne toujours le phosphate de soude, dans les matières animales; il paroît même qu'ils forment entr'eux, un sel triple, subordonné à des proportions déterminées de l'un et de l'autre, ce qui prouve qu'ils exercent une attraction réciproque, en vertu de laquelle ils s'unissent.

Exposé au feu, l'ammoniaque se dégage, et l'acide phosphorique reste vitrifié.

Ce sel n'est pas altéré par son exposition à l'air.

Il est dissoluble dans l'eau, dont il demande environ quatre parties, à la température moyenne de l'atmosphère, il cristallise avec facilité; sa forme est celle d'un prisme à quatre pans réguliers, terminé par des pyramides à quatre faces également régulières.

Le charbon décompose ce sel.

A cet effet, on met dans une cornue, un mélange de phosphate d'ammoniaque et de charbon en poudre; il faut luter la cornue avec de la terre. On y adapte un ballon qui reçoit le phosphore; on peut terminer l'appareil par un tube de sûreté recourbé qui part du ballon, et dont l'extrémité inférieure plonge sous une cloche à l'appareil à mercure, pour recueillir le gaz ammoniac qui se dégage.

L'acide phosphorique est attaqué par le charbon qui s'empare de l'oxigène, et met le phosphore à nud; l'action du charbon sur l'acide phosphorique, est aidée par la chaleur.

C'est à cette opération que se réduit l'opération définitive, quand on décompose le résidu évaporé à consistance de miel, pour fabriquer le phosphore de *Kunkel*, car le phosphate de soude et celui de chaux, que contient le résidu, ne sont nullement décomposés par le charbon; il n'y a que le phosphate d'ammoniaque qui, se trouvant privé de l'ammoniaque, par l'effet de la chaleur qui la volatilise, laisse l'acide phosphorique à nud; et c'est alors que le charbon agissant sur l'oxigène, laisse la facilité au phosphore de se distiller. Voilà pourquoi les procédés par l'urine, donnent si peu de phosphore; et certes l'on a longtemps ignoré qu'on laissoit ainsi, sans l'obtenir, tout le phosphore de l'acide qui constituoit les phosphates de chaux et de soude, lesquels ne peuvent être décomposés que par un acide supérieur en affinité pour la soude et la chaux, à l'acide phosphorique, tels sont les acides nitrique et sulfurique.

Les acides forts décomposent ce phosphate.

La barite, la strontiane, la chaux, la potasse et la soude décomposent ce sel.

La magnésie le décompose, mais à chaud, car à froid, il reste toujours un peu d'ammoniaque.

Si l'on mêle une dissolution de phosphate d'ammoniaque concentré, avec une dissolution de phosphate de soude, aussi concentré, on a une combinaison triple; c'est ce qu'on appele phosphate de soude et d'ammoniaque.

Ce sel a la propriété de cristalliser, il éfleurit à l'air.

Voici comme on peut reconnoître la présence de ce sel.

Si le mélange de ce sel triple n'a pas été bien fait, on voit que celui qui s'est bien formé est sensible par l'éflorescence qui se manifeste, tandis que la portion de phos-

phate de soude, qui n'étoit pas combinée, cristallise pure à part, transparente et en rhombe. Si c'est au contraire le phosphate d'ammoniaque qui se trouve en excès dans la combinaison triple, on s'en aperçoit facilement, parce que l'ammoniaque peut en être dégagé par la chaux caustique.

Ce sel est un des meilleurs fondans que l'on puisse employer pour les essais au chalumeau ; il hâte la fusion des pierres, des terres et des oxides métalliques, dont on reconnoît souvent l'espèce, par la couleur qu'ils lui communiquent.

§. LXV.

Phosphate de magnésie.

Ce sel est peu connu : on sait seulement qu'il est peu dissoluble dans l'eau ; que, cependant, il l'est assez pour fournir, par une évaporation ménagée, des cristaux de plusieurs millimètres de long, sous la forme d'aiguilles applaties, très-minces et coupées obliquement à leurs extrémités.

On doit à *Vauquelin* un moyen de l'obtenir promptement cristallisé en solides de plusieurs centimètres de long, et quelquefois de vingt-deux millimètres d'épaisseur. Ce moyen consiste à mêler parties égales de sulfate de magnésie et de phosphate de soude, l'un et l'autre dissous dans l'eau. Il paroît d'abord ne se passer aucune action entre ces matières ; mais au bout de vingt-quatre heures, il se forme dans la liqueur des cristaux prismatiques, parfaitement transparens ; dont les dimensions varient suivant les quantités de sels employés.

Cette substance, exposée à l'air, perd son eau de cristallisation, devient opaque, et même se réduit en poussière en peu de temps : cela prouve qu'il n'a pas une grande affinité avec l'eau.

Il n'a pas de saveur sensible.

Il se fond aisément au chalumeau, en un globule qui conserve sa transparence après le refroidissement.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique séparent les élémens du phosphate de magnésie, en s'unissant à sa base, et en rendant l'acide phosphorique libre.

Ce sel est décomposé par la barite, la strontiane et la chaux; il est facile de s'en convaincre, en versant une dissolution de ces terres dans une dissolution de ce sel, qui se trouble sur-le-champ, parce que ces phosphates sont beaucoup moins solubles que celui de magnésie.

Il est décomposé par les alcalis caustiques, mais il ne l'est pas par l'ammoniaque; au contraire, la magnésie décompose complétement le phosphate d'ammoniaque, surtout à l'aide d'une chaleur douce.

Le phosphate de magnésie s'unit aisément au phosphate d'ammoniaque, et ils forment ensemble une combinaison triple, très-insoluble. Le cit. *Fourcroy* en a fait connoître les proprietés dans un calcul pesant plusieurs hectogrammes, trouvé dans le colon d'un cheval mort de tranchées à l'école vétérinaire d'Alfort.

§. LXVI.

Phosphate de glucine.

L'acide phosphorique forme avec cette terre un sel insoluble; ce dont on a la preuve, en versant, dans une

dissolution de sulfate de glucine, une dissolution de phosphate de soude, sans excès d'alcali ; il se forme ainsi un précipité abondant, comme mucilagineux, qui n'a pas de saveur sensible, et qui est très-soluble dans un excès d'acide phosphorique, et même dans un acide étranger.

Ce sel est insoluble dans l'eau.

Ce sel est décomposé par l'acide sulfurique, et par les terres et les alcalis, excepté l'alumine, la zircone et la silice.

Il se fond au chalumeau en perle vitreuse, qui reste transparente après le refroidissement.

§. LXVII.

Phosphate d'alumine.

Ce sel, comme le précédent, est peu connu ; on le prépare en combinant directement l'alumine à l'acide phosphorique.

Il se fond au chalumeau en un verre transparent, et sans éprouver de décomposition.

Il est presque indissoluble dans l'eau; mais il le devient abondamment par un excès d'acide.

Il est décomposé par les acides minéraux, et par les terres et les alcalis, excepté la zircone.

§. LXVIII.

Phosphate de zircone.

On ne connoît encore rien sur la nature de ce sel; on sait seulement que l'acide phosphorique décompose le muriate de zircone, et forme avec sa base, un composé insoluble, qui se précipite en flocons blancs.

§. LXIX.

Phosphate de silice.

Ce sel n'est pas connu ; cependant *Fourcroy* a annoncé qu'en unissant de l'acide phosphorique avec la silice par la fusion, on obtenoit un sel, dont il n'a pas encore décrit les caractères. On peut même, par ce moyen, préparer des pierres précieuses artificielles.

§. LXX.

Des Phosphites.

Les phosphites sont tous le produit de l'art. On les prépare, en unissant directement les bases, tantôt solides, tantôt dissoutes dans l'eau, avec l'acide phosphoreux, en faisant évaporer leur dissolution, lorsqu'ils sont susceptibles de cristalliser, ou en les lavant bien, lorsqu'ils sont indissolubles. Plusieurs sont susceptibles d'être formés par l'effet des attractions doubles, en mêlant quelques dissolutions de phosphites avec des dissolutions de sels nitriques ou muriatiques dont on veut faire porter les bases sur l'acide phosphoreux des premiers.

Les phosphites ont avec les phosphates beaucoup de propriétés communes.

Les phosphites de soude et de potasse sont très-dissolubles dans l'eau, et cristallisables ; ceux de chaux, de magnésie et de barite, le sont peu : mais le phosphite d'alumine jouit de cette propriété d'une manière très-marquée.

Les phosphites insolubles par eux-mêmes, le devien-

nent absolument par un excès de leur acide; tous, excepté peut-être celui de barite, sont décomposés par la chaux.

Cependant, ces sels présentent des phénomènes, à l'aide desquels on peut facilement les distinguer des phosphates, et de toutes les autres substances de cette classe.

Ces phénomènes sont principalement de fournir à la distillation une petite quantité de phosphore, et de répandre une lumière vive, lorsqu'on les chauffe au chalumeau, même sur un support incombustible.

Ces sels jouissent encore en commun, avec quelques autres sels, de la propriété de précipiter l'or de sa dissolution à l'état métallique, et de détonner par la percussion avec le muriate sur-oxigéné de potasse.

On compte onze phosphites, lesquels sont parfaitement connus, d'après le travail des citoyens *Fourcroy* et *Vauquelin*; ce sont les phosphites de chaux, de barite, de strontiane, de magnésie, de potasse, de soude, d'ammoniaco-magnésien, de glucine, d'alumine et de zircone.

§. LXXI.

Des Fluates.

Les fluates en général ont deux propriétés; les uns ont peu de saveur et sont peu dissolubles; les autres ont plus de saveur, et sont plus dissolubles.

Les uns cristallisent, les autres ne cristallisent pas.

Les acides forts les décomposent tous, ainsi que la chaux.

La plupart sont aussi décomposés par le calorique.

§. LXXII.

Fluate de chaux.

Le fluate de chaux existe en filons, en masse dans la nature, avec les mines de plomb, d'argent, de cobalt, de cuivre, etc. il en est souvent la gangue.

On en trouve dix variétés de différentes couleurs, bleu, vert, blanc, rouge, etc. Ses couleurs sont dues à la présence et à l'état du fer qui prend différentes couleurs, à proportion des doses d'oxigène qu'il contient. Le plus beau spath fluor, et le plus rare, est le blanc : le vert est le plus commun, et ensuite celui de couleur améthiste. Il n'est pas dense, ni dur, ni susceptible d'un très-beau poli ; on y voit presque toujours le tissu lamelleux : il est aussi mélangé de quartz ; — le blanc est toujours un peu jaunâtre.

On l'a appelé spath fluor, spath vitreux, fluor spathique, spath phosphoreux.

Ces différens fluates ne sont, pour la plus grande partie, qu'une seule et même substance saline : c'est-à-dire, la combinaison de l'acide fluorique avec la chaux.

Ce sel pèse trois fois plus que l'eau distillée : le citoyen *Haüy* a trouvé que le noyau de ce sel étoit un octaèdre parfait, qui passoit au cube par décroissement.

Si on réduit ce sel en petits morceaux, et qu'on le chauffe sur une pelle rouge, il répand une lueur phosphorique violète ; mais, il n'y a que celui qui est coloré qui la donne, il paroît que cette lueur n'est due qu'à la substance colorante.

Schèele a fait des recherches à cet égard ; il a démontré

que ce sel une fois rougi n'est plus rendu phosphorique par une nouvelle calcination. *Schèele* croyoit aussi que cette phosphorescence étoit due à une combustion ; mais la matière est phosphorique, même dans le vide; on ignore la cause de ce phénomène.

Le calorique fond ce sel, mais ne le décompose pas, il devient une sorte d'émail.

Si on le chauffe brusquement, il décrépite aussi vivement que le muriate de soude.

On peut s'en servir au chalumeau, comme fondant pour les mines.

Ce sel n'éprouve aucune action de la part de l'air.

Il n'est pas soluble dans l'eau, cependant la nature le dissout puisqu'elle le cristallise.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique, décomposent le fluate calcaire. On obtient pour résidu des sels à base de chaux, quoi qu'en ait dit *Monnet;* et l'acide que l'on obtient est d'une nature particulière et n'a rien de commun avec les acides employés, comme nous l'avons démontré dans l'examen de l'acide fluorique.

Quand on fait cette décomposition, il faut étendre d'eau les acides, afin que les sels qui se forment trouvent de l'eau pour les dissoudre; ils s'en emparent vivement. Sans cette précaution, le peu d'eau que l'acide concentré contient, est bientôt absorbé, ce qui empâte le mélange, empêche le point de contact, et peut aller jusqu'à arrêter l'opération.

Le fluate calcaire n'est décomposé par aucune matière alcaline ou terreuse; mais, si on emploie des alcalis à l'état de carbonate, il y aura jeu de doubles affinités, il se fait une double décomposition.

A cet effet, on fond une partie de spath fluor avec quatre parties de carbonate de potasse ou de soude ; on verse de l'eau sur la masse résultante du mélange, l'eau se charge de tout ce qui est soluble, et il reste au fond un carbonate calcaire. Si on fait évaporer la liqueur surnageante jusqu'à siccité, on obtient un fluate de potasse ou de soude ; on peut, avec cette dernière substance, obtenir un sel cristallisé.

§. LXXIII.

Fluate de barite.

Si on verse de l'acide florique dans une dissolution de nitrate ou de muriate de barite, on y occasionne un précipité.

Ce précipité fait effervescence avec l'acide sulfurique, qui en dégage l'acide fluorique ; ce qui prouve que *Monnet* avoit tort, et a encore beaucoup plus tort de dire en ce moment (*voyez* son dernier ouvrage), que l'acide sulfurique et l'acide fluorique sont semblables.

Ce fluate n'est décomposé que par la chaux et par les alcalis, à l'état de carbonate.

§. LXXIV.

Fluate de strontiane.

Ce sel n'est pas connu. Si on ajoute de l'acide fluorique à une dissolution de strontiane dans l'eau, ou dans les acides nitrique ou muriatique, on obtiendra un résultat semblable à celui du fluate de barite.

Ce sel est décomposé par la chaux et la barite.

§. LXXV.

Fluate de potasse.

Quand on prépare un fluate alcalin avec de l'acide fluorique siliceux, on ne parvient jamais à précipiter toute la silice, il en reste une partie en sel triple, qui, cependant, se décompose si l'on chauffe un peu long-temps, alors, la silice se sépare en gelée.

Si, au contraire, on prépare le fluate de potasse avec de l'acide fluorique pur, on l'obtient en lames ductiles, tandis qu'avec l'acide préparé dans des vaisseaux de verre, il est en gelée ; c'est ce qui avoit induit en erreur le célèbre *Schèele*, car il ne parvint jamais à l'obtenir cristallisé.

Le feu en dégage l'acide fluorique, et il ne reste que de l'alcali dans le vaisseau ; si on ne faisoit pas cette expérience dans un vase de métal, on obtiendroit un sel triple en gelée.

Le fluate de potasse est soluble dans l'eau.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique en chassent l'acide fluorique. On aperçoit promptement des vapeurs blanches et lourdes, et qui sont siliceuses dès le premier moment, si on opère dans des vaisseaux de verre.

Ce fluate est décomposé par la chaux, la barite et la strontiane.

Le muriate calcaire et le sulfate de magnésie, d'après *Schèele*, décomposent aussi ce sel.

Quelques dissolutions métalliques, telles que celles d'argent, de mercure, de plomb, sont aussi décomposées. Cette décomposition n'a lieu que par le jeu des doubles affinités.

§. LXXVI.

Fluate de soude.

Le fluate de soude est encore moins connu que le précédent.

Boullanger, qui a examiné tous les produits de l'acide fluorique, a dit que ce sel cristallisoit en cubes; *Schèele* a annoncé qu'il ne cristallisoit pas. Du reste, il se comporte à-peu-près comme le fluate de potasse, lorsqu'on le met en contact avec le calorique.

Il est décomposé par la chaux, la barite, la strontiane et la potasse. La barite même, dissoute dans l'eau, le décompose, et le fluate de barite qui se forme, annonce bien une affinité directe, car il n'y a pas le jeu des doubles affinités.

Les carbonates et le muriate de chaux le décomposent aussi.

Ce sel est encore décomposé par double affinité, par les dissolutions d'argent, de mercure, de plomb, etc. En effet, l'acide fluorique seul n'occasionneroit pas de précipité, si la présence de la soude n'appeloit à elle l'acide, tandis que l'acide fluorique appelle le métal.

§. LXXVII.

Fluate d'ammoniaque.

On peut préparer ce sel avec le carbonate d'ammoniaque cristallisé, ou bien en saturant l'ammoniaque liquide, d'acide fluorique.

Ce sel cristallise en petits grains, pourvu que l'acide

luorique soit bien pur ; car, s'il tenoit de la silice, il se ormeroit un sel triple, qui n'est plus susceptible de cris- alliser, et si on évaporoit, même dans des vaisseaux de erre, ce sel triple se formeroit. On doit observer que ur la fin de l'opération, il se dégage de l'ammoniaque, n sorte qu'il faut en ajouter pour obtenir le fluate d'am- noniaque, sous une forme régulière ; sans cette précau- ion, la presque totalité de l'ammoniaque se dégageroit.

Ce sel existe toujours avec excès d'acide. Le fluate l'ammoniaque, le plus neutre qu'on puisse obtenir, cor- ode le verre, et peut-être que les cristaux qui se forment, ont un sel triple, fluate ammoniaco-siliceux.

Lorsqu'on distille ce sel dans des vaisseaux clos, avec 'acide sulfurique, il passe de l'acide fluorique pur, et il e forme une croûte épaisse sur l'eau dans le récipient.

Les substances terreuses précédemment examinées, insi que les alcalis, décomposent ce sel, l'ammoniaque e dégage.

Si l'on distille du fluate d'ammoniaque avec du carbo- nate de chaux, on obtient du carbonate d'ammoniaque t du fluate de chaux. Cette décomposition ne peut avoir ieu qu'à l'aide du calorique.

Le muriate et le nitrate calcaire décomposent aussi ce el. Il y a échange de base.

Schèele dit que ce sel trouble la dissolution de sulfate le magnésie.

Les dissolutions d'argent, de mercure et de plomb ont aussi décomposées.

§. LXXVIII.

Fluate de magnésie.

La magnésie est dissoute par l'acide fluorique, mais elle se précipite aussitôt avec l'acide, et forme avec la terre, non dissoute, une masse gélatineuse.

Ce sel est soluble par excès d'acide; on ne peut jamais l'obtenir neutre.

Il est décomposé par toutes les bases précédentes.

Lorsqu'on décompose ce fluate par l'ammoniaque, il se forme un sel triple, fluate ammoniaco-magnésien; c'est ce qui arrive pour tous les sels magnésiens, quand on les décompose par l'ammoniaque, et la décomposition de ces sels s'arrête au moment où les doses nécessaires pour la formation du sel triple qui se forme, se sont réciproquement combinées.

§. LXXIX.

Fluate de glucine.

Combinaison inconnue.

§. LXXX.

Fluate d'alumine.

Le cit. *Vauquelin* a reçu de Danemarck un minéral blanc lamelleux, apporté de Groenland; ce chimiste a reconnu que c'étoit du fluate d'alumine, sel qu'on n'avoit point encore trouvé dans la nature.

L'alumine donne, avec l'acide fluorique, une foible dissolution qui ne peut être cristallisée, et qui se met en gélée.

Ce sel est décomposé par toutes les bases.

§. LXXXI.

Fluate de zircone.

On n'a point encore traité cette terre avec l'acide fluorique.

§. LXXXII.

Fluate de silice.

Voyez Acide fluorique.

Des Borates.

§. LXXXIII.

Borate de chaux.

Pour préparer ce borate, on verse de l'eau de chaux dans une dissolution d'acide boracique, jusqu'à parfaite saturation : on fait ensuite évaporer la liqueur saline jusqu'à siccité.

Ce sel a peu de saveur; il est fixe au feu et se vitrifie.

Il est insoluble, ou du moins plus insoluble que la chaux.

A l'aide de la chaleur, il est décomposé par les acides qui en précipitent l'acide boracique.

On doit préférer, pour faire cette expérience, l'acide muriatique, attendu que le muriate de chaux qui se forme, étant soluble, reste en dissolution dans la liqueur; avantage que l'on n'auroit pas, si l'on employoit l'acide sulfurique, parce que le sulfate de chaux se précipiteroit en même temps.

On a trouvé, il y a plusieurs années, aux environs de Lunebourg, dans des couches de sulfate de chaux, une

substance qui, à cause de sa forme et de sa dureté, reçut le nom de quartz cubique. *Westrumb* a prouvé, par des expériences nombreuses, que cette matière est un sel triple, composé de magnésie, de chaux et d'acide boracique, dans les rapports suivans : acide boracique, 0,660; chaux, 0,105; magnésie, 0,135, le reste en matières étrangères, qui consistoient en un peu de fer, de silice et d'alumine.

Les alcalis caustiques sont impuissans pour décomposer le borate magnésico-calcaire natif; ce n'est que par les acides, que *Westrumb* est parvenu à en séparer les élémens, et à en déterminer les proportions.

§. LXXXIV.

Borate de barite.

La barite se combine avec l'acide boracique.

On prépare ce sel, en versant une dissolution d'acide boracique dans une dissolution de barite.

Ce sel est insoluble; il est indécomposable par les autres terres et les alcalis : il est cependant encore incertain s'il ne seroit pas décomposé par la chaux.

Il est décomposé par tous les acides, mais à froid, car à chaud c'est autre chose : ce sel étant très-fixe au feu, c'est l'acide boracique qui décompose les sels alcalins et terreux.

Outre les alcalis et les acides, il y a plusieurs sels qui décomposent ce borate; alors il y a action de double affinité : c'est ce qui arrive, si l'on met en contact du muriate de chaux avec le borate de barite, il y a échange de base.

§. LXXXV.

Borate de strontiane.

Inconnu.

§. LXXXVI.

Borate de magnésie.

Pour préparer ce sel, on jette de la magnésie dans une dissolution d'acide boracique ; elle s'y dissout lentement. La liqueur évaporée donne des cristaux grenus, sous forme régulière.

Ce sel a une saveur douce et comme sucrée.

Il est fixe au feu, il se fond et fait un verre transparent, qui devient opaque par refroidissement, mais qui reste clair, si l'acide boracique est en excès.

On ne connoît pas le degré de solubilité de ce sel.

La chaux et la barite décomposent le borate de magnésie, les alcalis opèrent le même effet.

Les acides s'emparent de la magnésie, et en séparent l'acide boracique.

Quand on veut préparer du borate magnésien calcaire, on mêle du sulfate de magnésie avec du muriate de chaux, et on y ajoute du borate de soude.

§. LXXXVII.

Borate de potasse.

L'acide boracique s'unit facilement à la potasse.

Ce sel a une saveur légèrement alcaline.

Il cristallise irrégulièrement en prismes à six faces,

deux grandes, deux petites avec pyramides à quatre faces.

Le borate de potasse ne cristallise, comme celui de soude, que lorsqu'il est avec excès de potasse. Quoique sa saveur alcaline, dans les borates de potasse et de soude, soit très-marquée; et quoiqu'ils colorent en vert les couleurs bleues végétales, et rétablissent les couleurs rougies par les acides, il est certain que l'excès d'alcali n'est point pour cela à nud.

Ce sel vitrifié au feu est plus soluble que celui de soude.

Il est décomposé par la barite et la chaux. Lorsqu'on ajoute une trop grande quantité de chaux, on redissout par excès de chaux: cette propriété est remarquable, que la chaux en excès puisse dissoudre le borate de chaux qui s'est formé : car les sels insolubles sont ordinairement redissous par excès d'acide. C'est donc par excès de base que cette dissolution a lieu.

Les acides décomposent ce sel : mais comme l'affinité de la potasse pour l'acide boracique, est plus forte que celle de la soude pour ce même acide, cette décomposition se fait plus difficilement.

§. LXXXVIII.

Borate sursaturé de soude, ou borax.

Ce sel existe dans le commerce, sous trois états: 1°. borax brut, *tinchal*, ou *chrysocolle*, nom qui lui vient de l'emploi qu'en font les chaudroniers, les bijoutiers, et les orfèvres, pour souder les métaux ensemble; 2°. borax de la Chine; 3°. le borax de Hollande, ou borax raffiné.

Le borax brut, tinchal, arrive de Perse en Hollande, en cristaux vert porreau, éfleuris par une poudre blanche verdâtre.

Pour purifier ce sel, les Hollandois font dissoudre le borax dans l'eau bouillante; ils y mêlent de la chaux, ou de la soude, et on clarifie avec des blancs d'œufs, ou du sang de bœuf. Margraff a trouvé du cuivre dans le borax brut et de l'argile; peut-être cela vient-il des vaisseaux où on le prépare. Sa saveur est styptique, urineuse; il verdit le syrop de violettes, parce qu'il contient excès de soude.

Sa forme cristalline est un prisme à six pans irréguliers, terminé par des biseaux. Jeté sur des charbons, il répand une odeur d'huile empyreumatique, qui semble annoncer qu'il tient des matières animales.

Ce sel se fond aisément au feu; il commence par se gonfler, et prendre un volume considérable; dans cet état, il porte le nom de *borax calciné*. Le borax n'est nullement altéré dans sa composition; il n'a perdu que son eau de cristallisation.

Si on continue à le chauffer, il s'affaise et se fond en un verre transparent, qui éfleurit à sa surface. Le borax, ainsi vitrifié, perd au moins les $\frac{3}{4}$ de son volume : on le préfère souvent à l'acide boracique, pour des essais au chalumeau, parce qu'il se fond plus aisément, et qu'il se combine mieux aux substances terreuses.

L'air n'altère pas ce sel; il s'éfleurit cependant à sa surface, en perdant une portion de son eau de cristallisation.

Ce borate est soluble dans l'eau; il faut environ douze parties d'eau froide pour en dissoudre une de ce sel, et six parties d'eau bouillante.

Le borax est un fondant pour la silice, et le verre qui se forme, est alors inaltérable à l'air. Il faut avoir soin de bien diviser la terre, quand on veut la fondre avec le borax.

Quand on souffle au chalumeau une substance terreuse, en poudre très-fine avec du borax, il faut mettre la terre au fond, et le borax par-dessus, afin que le vent ne l'emporte pas; on doit aussi ménager le vent, jusqu'à ce qu'il y ait un commencement d'aglutination : il faut mettre assez de borax, pour que le verre soit transparent; car s'il y avoit trop de silice, le verre seroit opaque.

Le borax donne une couleur jaunâtre à la flamme; c'est un de ses caractères. Il dissout très-bien la silice, et l'on voit que la combinaison est parfaite quand le globule est brillant.

Les fabricans de pierres précieuses fausses, aiment mieux employer le borax, pour fondant, que l'acide boracique; il fond mieux, et fait un verre fixe très-brillant, plus beau même que certaines pierres, mais qui n'a ni leur densité, ni leur dureté, ni leur poids.

L'alumine, en se combinant avec le borax, fait une effervescence très-rapide; cela est dû apparemment à un peu d'air, ou d'acide carbonique qui s'y trouve.

La barite et la chaux décomposent ce sel. Si l'on emploie de la chaux vive, on opère une décomposition complète.

Le borax fait reconnoître la présence des matières métalliques, par la manière dont son verre se colore.

Le borax du commerce est avec excès de soude, et *Bergman* a vu que pour l'amener à l'état de sel neutre, il absorboit moitié de son poids d'acide boracique; ce borate

neutre n'est pas aussi soluble que le borax du commerce.

La potasse décompose le borate de soude, mais l'ammoniaque ne l'altère en aucune manière ; car sa dissolution, par une évaporation spontanée, laisse échapper l'ammoniaque, et ne conserve à la fin que de l'acide boracique.

Tous les acides, excepté l'acide carbonique, décomposent le borax à froid, et en général tous les borates; ils en séparent l'acide sous la forme de paillettes. *Voyez* Acide boracique. Mais à l'aide d'une forte chaleur, l'acide boracique décompose à son tour presque tous les sels dont les acides sont moins fixes que lui.

Kirwan a donné de ce sel les proportions suivantes : acide boracique, 34; soude, 17; eau, 47.

§. LXXXIX.

Borate d'ammoniaque.

Pour obtenir ce sel, on dissout de l'acide boracique bien pur dans de l'ammoniaque, jusqu'à ce que la saturation soit complète ; on étend ensuite cette dissolution dans un peu d'eau, et on fait évaporer au bain de sable environ moitié de la liqueur ; elle a fourni au citoyen *Fourcroy* qui le premier a fait cette expérience, une couche de cristaux réunis, dont la surface offroit des pyramides : j'ai obtenu aussi ce sel en lames feuilletées.

Ce sel a une saveur piquante et urineuse; il verdit le syrop de violettes; il perd peu-à-peu sa forme cristalline, et devient d'une couleur brune par le contact de l'air; il paroît assez dissoluble dans l'eau.

Il est décomposé par la barite, la chaux, la potasse et la soude.

Il diffère des autres borates, en ce que l'ammoniaque se volatilise, tandis que l'acide reste pur.

§. X C.

Borate de glucine.

Inconnu.

§. X C I.

Borate d'alumine.

Inconnu.

§. X C I I.

Borate de zircone.

Inconnu.

§. X C I I I.

Borate de silice par la fusion.

On n'a point encore examiné la nature de ce sel.

§. X C I V.

Des Carbonates.

Quand on veut obtenir les différens carbonates, voici l'appareil et la manière d'opérer.

Dans une grande bouteille à deux tubulures, on met un acide foible, très-étendu d'eau; à l'une de ces tubulures on adapte un long tube, ou conduit conique, dont la partie retrécie est en-dedans, et la base en-dehors; ce tube est destiné à introduire de la craie délayée.

On peut se procurer ce conduit conique en prenant un matras que l'on coupe perpendiculairement à son col, que l'on effile à la lampe à son extrémité; on choisit et on prépare le matras, en sorte que sa partie évasée ait sept à huit

centimètres de diamètre, et sa partie effilée qui est dans le flacon, environ deux millimètres; il faut que le col ait assez de hauteur pour qu'à l'aide du liquide, délayant le carbonate, on comprime le gaz avec une force supérieure aux pressions exercées sur lui dans les autres parties de l'appareil : on bouche ce conduit à volonté, à l'aide d'un piston que l'on fait en prenant un tube solide de verre sur l'une des extrémités duquel on applique du verre fondu à la lampe, afin d'avoir des inégalités, et l'on entoure cette extrémité de filasse ou de linge.

A la deuxième tubulure, on adapte un tube recourbé, dont l'ouverture a environ dix à douze centimètres ; on fait plonger la deuxième branche de ce tube dans une bouteille semblable à la première, dans laquelle on met une dissolution de potasse; on peut ajouter successivement une série de bouteilles, dans lesquelles on met des dissolutions, soit alcalines ou terreuses; quant aux terres qui ne sont pas susceptibles de se dissoudre dans l'eau, on les délaie seulement.

L'appareil, ainsi disposé, on lute toutes les jointures, ensuite on soulève la tige ou siphon, et l'on introduit peu-à-peu la craie délayée, qui tombant sur l'acide se décompose, et perd son acide carbonique, qui est obligé de traverser les dissolutions, et en les traversant, le gaz acide les sature. Lorsque les liqueurs sont entièrement saturées, on les filtre, et on les fait évaporer pour obtenir des carbonates cristallisés.

On peut encore obtenir par les carbonates alcalins, en prenant ces substances telles qu'elles se trouvent dans le commerce; et après les avoir dissoutes dans l'eau, on les sature avec l'acide carbonique, et on les fait cristalliser

plusieurs fois de suite. Ces sels cristallisés se dissolvent dans l'eau en produisant du froid.

Le citoyen *Welther* a imaginé un autre appareil, dont je vais donner la description.

Le but de cet appareil est d'entretenir un contact continuel de gaz acide carbonique avec l'alcali, et de proportionner le dégagement du gaz à sa fixation.

La figure première présente l'appareil complet : il est composé des quatre parties distinctes A, B, C, D, qui servent, savoir:

La première A au dégagement, ou à la production du gaz acide carbonique, et d'où il se répand dans l'appareil ;

La seconde B, à réunir toutes les parties de l'appareil;

La troisieme C, de réservoir pour le gaz acide carbonique : la fonction principale de cette partie est de fournir le gaz à l'alcali à mesure que celui-ci l'absorbe:

Et la quatrième D, à contenir l'alcali que l'on veut saturer en contact avec l'acide carbonique.

Chacune de ces parties demande un examen particulier ; on va les décrire dans l'ordre présenté.

Partie A, flacon à deux tubulures, *a*, *b*, (la troisième, *c*, n'est pas nécessaire.)

Ce flacon contient de l'acide sulfurique, étendu de quatre parties d'eau, jusqu'à la hauteur *d*.

La tubulure *a* reçoit un tube *é é e* dont la partie supérieure *é é* est évasée comme la base d'un entonnoir, et dont la partie inférieure *e* qui traverse le bouchon de la tubulure, et qui entre dans le flacon, est tellement tirée à la lampe, que la portion du tube qui est dans le bouchon, a pour diamètre intérieur celui de l'extremité *g* de la tige *f* représentée figure 2 A, et que l'orifice *e* qui se trouve

Appareil pour la Saturation du Carbonate de Potasse ou de Soude.

Fig. 1.e

Fig. 2. A.

Fig. 3. C.

Fig. 6. C.

Fig. 4. B.

2 Mètres.

Girard del.

Sellier Sculp.

dans le flacon, n'a au plus que deux millimètres de diamètre. (On peut faire ce tube *é é e* avec un petit matras à long col : on enlève le fond en laissant à-peu-près la moitié de la panse du matras, ce qui forme la partie *é é* du tube ; le col en donne la partie *a a* et l'extrémité du col ramollie et tirée à la lampe d'après les dimensions indiquées, donne l'extrémité *e.*) Dans le tube *é é e* entre une tige de verre *f* représentée fig. 2A. Cette tige est garnie de filasse à son extrémité *g;* introduite dans le tube *é é e,* elle sert de piston, bouchant hermétiquement la partie retrécie du tube qui se trouve dans le bouchon, et ne permettant à la liqueur qui remplit le tube, de s'introduire dans le flacon A que lorsque *g* élevé en *a* se trouve dans la partie non retrécie du tube.

La tubulure *b* contient un tube *h h h* doublement recourbé et faisant communiquer le flacon A avec celui B.

Partie B. Flacon à cinq tubulures *a, b, e, i, h,* dont le plan est représenté fig. 3 B.

Ce flacon contient de l'eau jusqu'à la hauteur *l.*

La tubulure *h* reçoit le tube *hhh* venant du flacon A.

La tubulure *b* contient un tube droit *g g* , dont l'extrémité *g'* plonge dans l'eau à la profondeur d'un ou de deux centimètres ; il sert à indiquer la pression exercée dans l'appareil par le gaz acide carbonique.

La tubulure *a* contient un tube droit *a a* qui permet de faire communiquer à volonté l'intérieur du flacon B avec l'atmosphère, au moyen d'un ensemble de tubes dessiné dans la fig. B. 4. On y voit le tube *a'a* garni de deux bouchons *m* et *n* : le bouchon *m* entre dans un tube *mm* entourant le tube *a'a;* dans l'intervalle de ces deux tubes, et sur le bouchon *m*, on met une hauteur *r* de 12 à 15 mil-

limètres de mercure; on recouvre ensuite le tube *a a* d'un troisième tube *d* fermé par le haut, et qui, plongeant dans le mercure en *p m*, interrompt le contact de l'atmosphère avec l'orifice *a'* du tube *a a*, et conséquemment bouche le flacon B, lorsque le bouchon *n* est placé dans la tubulure *a*.

La tubulure *i* contient un tube *i i* composé comme le précédent *a'a*, mais dont le tube intermédiaire *ooo*, doublement recourbé, établit une communication entre le flacon B et le réservoir C.

La dernière tubulure *f* contient un tube *fff* doublement recourbé, établissant la communication entre les flacons B et D.

Partie C. Cette partie est composée d'un tonneau *t*, ayant latéralement un trou *b* pratiqué un peu au-dessus de son fond *a a*.

Dans le trou latéral *b*, entre un bouchon percé recevant dans l'orifice qui se trouve au-dedans du tonneau, un tube *b b'b''b* courbé à angle droit, dont la portion *b'* doit être courbée de manière que la courbure *b''* touche le fond *a a* du tonneau, ce qui donne au tube *b b* plus de solidité. Dans l'orifice du bouchon qui se trouve en-dehors du tonneau, est vissé un robinet de cuivre *r*, dont la partie *c* reçoit un tube *cc'c''c* courbé en *c'* pour s'élever verticalement, et de *c'* en *c''* pour s'accoler en *dd'* contre le chassis *dd*. Ce tube, à la hauteur *d*, se trouve composé comme celui *a'a* décrit fig. 4 B; il reçoit alors le tube *ooo* qui le fait communiquer avec B.

Les pièces qui correspondent au trou B. du tonneau sont lutées, dans l'intérieur, avec du mastic de graveur, et à l'extérieur avec du lut gras.

Dans

Dans le tonneau *t*, contenant de l'eau jusqu'à la hauteur *eee*, entre une cloche *c* à boîte en robinet de cuivre *l* et *m* : cette cloche est suspendue en g' par une corde qui passe sur les poulies *hh*, et qui supporte en *i* un poids *k* un peu moins pesant que la cloche lorsqu'elle se trouve entièrement noyée dans l'eau du tonneau.

Quand la cloche C est enfoncée totalement dans le tonneau, elle doit reposer sur deux morceaux de bois d'environ deux ou trois centimètres d'épaisseur, garnissant les deux portions *lll* de la circonférence intérieure du fond *aa* du tonneau (voyez la fig. 5 C, qui représente le plan du tonneau, et la fig. 6 C, qui en représente la coupe verticale jusqu'en A B); en sorte que la base $l'l'l'$ de la cloche ne touche point le tube *b*.

Partie D. Flacon à trois tubulures, *a*, *b*, *c*.

La tubulure *a* reçoit un tube *aa/a* allant dans un petit flacon *d* contenant de l'eau jusqu'en *e*.

La tubulure *b* reçoit le tube fff' venant du flacon B; ce tube doit avoir à-peu-près deux centimètres de diamètre à son orifice f'.

La tubulure *c* contient un siphon gg', communiquant avec le flacon *l*, et dont la branche g' doit être plus longue que celle *g*.

Le flacon *l* a trois tubulures *h*, *i*, *k*.

Il reçoit dans la tubulure *i* le siphon gg'; dans celle *k*, un tube *bb* à une seule courbure; la tubulure *n* reste libre : on la bouche.

Après la formation de l'appareil, par la réunion des quatre parties que l'on vient de décrire, chacune d'elles demande, avant que l'on puisse faire l'opération, une préparation particulière.

Il faut remplir le tube *e'e'e* de la partie A, de carbonate de chaux délayé.

Par la tubulure *h* du flacon *l* (partie D), on remplit d'alcali le flacon *l*; on bouche la tubulure *h* avec son bouchon, et, soufflant par le tube *k*, on force l'alcali à remplir le siphon *g'g'*, et à entrer dans le flacon D : l'air contenu dans ce flacon, s'échappe par le tube *aa'a*, et traverse l'eau du petit flacon *d*. La liqueur se met à-peu-près de niveau dans les flacons D et *l*, et l'extrémité du tube *fff'*, qui réunit les flacons B et D, plonge dans l'alcali.

Passant ensuite à la partie *c*, on ouvre le robinet *m* de la cloche, et l'on tient fermé celui *r* du tonneau. Par l'excédant du poids de la cloche sur *k*, elle s'enfonce dans le tonneau, et se remplit d'eau, laissant échapper en *g'* l'air qu'elle contenoit.

Lorsque, totalement enfoncée dans le tonneau, la cloche repose sur les segmens de cercle *l*,*l*,*l*, l'orifice du tube supérieur *b* se trouve dans la boîte de cuivre *l* : il faut que le niveau d'eau, qui par l'enfoncement de la cloche, a pu s'élever de *e* en *e'*, ait, au-dessus de lui, la hauteur *b e'* du tube *b* égale au moins à deux centimètres, afin que ce tube ne puisse pas se boucher par l'eau, ce qui empêcheroit le gaz de parvenir dans la cloche *c*.

Lorsque la cloche est pleine d'eau, on ferme son robinet *l*, et l'on ouvre le robinet *r* du tonneau.

L'appareil ainsi disposé, on soulève la tige *f* (partie A) et l'on introduit peu-à-peu du carbonate de chaux, qui, tombant sur l'acide sulfurique, se décompose et perd son acide carbonique; celui-ci, mis à l'état de gaz par le fait de la décomposition, arrive, par le tube *h*,*h*,*h*, dans le

flacon B. On lève le tube *d*, qui bouche celui *a'a* de ce flacon, afin de laisser sortir l'air atmosphérique contenu dans les flacons A et B; lorsqu'il est sorti, on ferme la tubulure *a* du flacon B en remettant le tube *d*: alors le gaz acide carbonique qui passe dans B, éprouvant moins de résistance pour arriver dans la cloche, par les tubes *ii* et *ooo*, pour aller dans la partie D, par le tube *fff'* qui plonge dans l'alcali, soulève et remplit la cloche C.

La cloche pleine, on cesse d'introduire du carbonate de chaux dans le flacon A et l'on remplit le flacon D d'alcali en soufflant par le tube K du flacon *l*. Les niveaux de la liqueur alcaline sont à la hauteur *n* dans le flacon D et $m < n$ dans le flacon *l*; et la liqueur tendant à se mettre en équilibre, à cause du siphon *g'g'*, le niveau *n* s'abaisse et produit un vide dans le flacon D.

Le gaz acide carbonique est alors attiré et tend à entrer dans le flacon D par le tube *fff'*; en même temps, l'eau du petit flacon *d* (partie D) s'élève dans le tube *aa'a*; mais la hauteur de ce tube est telle que le gaz acide carbonique peut entrer dans le flacon D, avant que l'eau soit en *a'* dans le tube *a a'a*.

Les deux niveaux *n* et *m* se mettant en équilibre dans les flacons D et *l*, et le gaz acide carbonique qui occupe la partie supérieure du flacon D se combinant avec la potasse, il se forme un vide rempli continuellement par de nouveau gaz.

Lorsque la cloche ne contient plus, ou presque plus de gaz acide carbonique, on la remplit par un nouveau dégagement.

Comme le gaz acide carbonique se trouve mêlé d'un peu d'air atmosphérique, cet air, qui n'est pas absorbé

par la potasse, s'accumule dans le flacon D, et pourroit arrêter l'opération : on l'en chasse en soufflant par le tube *b* du flacon *l*, et en remplissant d'alcali le flacon D.

§. XCV.

Carbonate de barite.

On connoît depuis quelques années le carbonate de barite natif. C'est le docteur *Withering*, qui le premier l'a trouvé dans les mines de Moor-Alston en Angleterre. On trouve aussi ce sel dans le filon d'or et d'argent de Zmiof, dans les monts Altaï, entre l'Ob et l'Irtiche en Sibérie. On en trouve aussi à Strontian-Argyleshire.

Cette substance, extrêmement compacte et demi-transparente, a la couleur de la corne; elle offre un tissu fibreux, et se divise en lames peu régulières, selon la direction de ses fibres; la cassure transversale a un coup d'œil gras, et offre une forme concave et convexe, comme les substances siliceuses; à l'extérieur, les fibres qui composent son tissu, se trouvent quelquefois de longueur inégale, et présentent divers faisceaux, séparés par de petits intervalles, qui lui donnent une apparence cellulaire, mais cet accident ne lui est point essentiel.

Le carbonate de barite natif de Strontian, est sous la forme de prismes agglutinés, adossés horizontalement au spath calcaire. Ces prismes paroissent avoir une forme hexagone et des stries parallèles; les sommets de ces prismes sont tronqués.

La pesanteur spécifique de ces différens carbonates de barite est très-forte, elle est de 42,382.

Ce sel n'a pas de saveur, ni d'odeur, c'est un sel neu-

tre, insoluble; mais qui, comme le carbonate de chaux, est soluble dans une eau chargée d'acide carbonique.

On forme artificiellement le carbonate de barite, car le natif est assez rare. On retire la barite du sulfate qui est très-commun, et on la sature d'acide carbonique. On peut voir (article des substances terreuses) la manière d'obtenir la barite.

Le carbonate de barite natif diffère beaucoup du carbonate de barite artificiel; le premier ne perd pas un atôme de son acide par son exposition au grand feu, au lieu que le second en perd une petite partie.

Mêlé avec le charbon, et traité à un grand feu, pendant deux heures, dans un creuset brasqué, le carbonate de barite se décompose, il se dégage de l'acide carbonique, et la barite reste pure. Ce procédé est toujours incertain et très-peu expéditif.

Si on met du carbonate natif avec l'artificiel, le tout en poudre et chauffé ensemble, le mélange prend une couleur verte interne, qui dure quelques mois et finit par disparoître.

Tous les acides minéraux décomposent ce sel.

Proportions de ce sel, 1°. par le citoyen *Fourcroy*: barite, 50; acide carbonique, 10; 2°. par *Pelletier*: barite, 62; acide carbonique, 22; eau, 16.

§. XCVI.

Carbonate de strontiane.

Le carbonate de strontiane se rencontre à Strontian, dans l'Argyleshire, accompagnant une mine de plomb.

Ce sel est d'un vert clair, il s'en trouve aussi de transparent et sans couleur; il est strié et quelquefois sous

forme cristalline régulière. Sa pesanteur spécifique est de 36,583 à 36,750. Ce carbonate est conséquemment plus léger que le carbonate de barite.

Le carbonate de Strontiane retient assez fortement le gaz acide carbonique; mais avec des précautions, et en continuant le feu, on peut en séparer jusqu'à cinq ou six parties de gaz acide carbonique, sur cent de carbonate de strontiane, sans que le creuset soit attaqué : il faut cependant avoir l'attention de ne pas donner un feu trop fort, car alors cette terre attaqueroit le creuset, et fourniroit un verre couleur de chrysolite.

Si l'on ajoute à cent parties de carbonate de strontiane, dix parties de charbon en poudre, et que l'on fasse avec un peu de colle d'amidon, une pâte solide, on parvient à décomposer ce sel. A cet effet, on met cette pâte dans un creuset, dans lequel on a mis un peu de charbon en poudre, nouvellement calciné; on pose la pâte dessus le charbon; on recouvre le tout de poudre de charbon, on adapte aussi au creuset un couvercle, et on lute avec un peu de terre. Le creuset ainsi disposé, on l'expose à un feu très-fort, pendant une bonne heure : ce temps suffit pour dégager le gaz acide carbonique. Le creuset étant refroidi, on l'ouvre, et on y trouve la petite boule parfaitement conservée, ne pesant que 72 parties.

Si l'on fait dissoudre ensuite la matière restante dans l'eau distillée, on obtient la strontiane cristallisée.

Pour obtenir le carbonate de strontiane factice, on expose à l'air une dissolution de cette terre dans l'eau, il se forme une pellicule blanche qui n'est que la combinaison de la strontiane avec le gaz acide carbonique qu'elle a puisé de l'atmosphère.

Les acides minéraux décomposent le carbonate de strontiane.

Ce carbonate n'est ni vomitif, ni mortel, tandis que les carbonates de barite natif ou artificiel le sont, ce qui indique une très-grande différence entre ces carbonates.

Proportions d'après l'analyse de *Pelletier :* strontiane, 52; acide carbonique, 30; eau, 8.

§. XCVII.

Carbonate de chaux.

Toutes les matières calcaires en général sont des sels neutres, résultant de la combinaison de l'acide carbonique avec la chaux.

Il y a une foule de substances de ce genre, tels sont la craie, les spaths, les marbres, les coquilles, les concrétions, etc. Tous ces sels sont modifiés dans le tissu, la transparence, le grain : ces variations viennent de la vîtesse ou de la lenteur de la combinaison, des événemens subséquens de la température, etc. Ces matières sont ordinairement colorées par des substances métalliques, telles que le fer, la manganèse, etc. *Voyez* la Chimie de *Fourcroy*, et les différens ouvrages d'Histoire naturelle.

Le spath d'Islande a la propriété de fournir une double image, phénomène que l'on n'a pas encore bien expliqué.

La craie carbonate calcaire, improprement appelée blanc d'Espagne, se prépare en France, à Marly, au bas de Meudon, au Cavereau, etc. *Voyez* mon Mémoire sur la manière de préparer le blanc de craie, etc. *Annales de chimie, tome XXVI.*

C'est sur le spath calcaire le plus transparent, ou sur

le marbre blanc que l'on doit faire les expériences qui établissent les propriétés de ce sel terreux.

Exposé à l'action du feu, il perd son acide et son eau de cristallisation.

A cet effet, on prend du spath calcaire ou du marbre réduit en poudre; on l'introduit dans une cornue de porcelaine, de terre, ou mieux dans un tube de verre bien luté; on peut encore se servir d'un canon de fusil que l'on fait passer à travers un fourneau. Quand on se sert d'un canon de fusil, il ne faut pas être surpris si l'on obtient un peu de gaz hidrogène. Ce gaz est produit par l'action de l'eau contenue dans le sel terreux par le fer. On adapte à son extrémité inférieure un tube de sûreté recourbé, qui va plonger sous une cloche. On chauffe ensuite le tube, et l'on obtient sous la cloche du gaz acide carbonique : il reste dans le tube ou dans la cornue de la chaux vive, substance qui ne fait plus effervescence avec les acides.

Si l'on chauffe brusquement du spath calcaire transparent, il décrépite et perd sa transparence.

Le procédé que l'on emploie pour la fabrication de la chaux, est établi sur le principe que nous venons d'indiquer dans les expériences précédentes; on cherche toujours à enlever aux matières calcaires leur acide.

On se sert plus communément, pour obtenir la chaux, d'une espèce de pierre calcaire dure, que l'on nomme *pierre à chaux*. On arrange ces pierres dans une espèce de four ou de tourelle, de manière qu'elles forment une voûte. On allume sous cette voûte un feu de fagots, que l'on continue jusqu'à ce qu'il s'élève une flamme vive, sans fumée, à environ trois mètres au-dessus du four, et jusqu'à ce que les pierres soient d'une grande blancheur.

Il faut prendre garde de ne pas donner trop de feu, car la surface des pierres se vitrifie, surtout lorsqu'elles contiennent de la silice et de l'alumine : dans ce cas la chaux est insoluble ; c'est ce qu'on appelle *chaux brûlée.*

Si l'acide n'a pas été tout dégagé, la chaux est encore insoluble : ce qui se rencontre souvent dans la chaux du commerce. L'on y trouve aussi des morceaux trop cuits, ou pas assez cuits.

L'oxide de fer que contient la pierre, est aussi très-propre à exciter la fusion : aussi faut-il pour les pierres ochreuses, chauffer modérément et plus longtemps.

Les oxides de fer et de manganèse rendent la chaux meilleure, l'oxide de manganèse surtout. Souvent une pierre à chaux est blanche à la carrière; exposée à l'air, elle noircit ; elle devient même d'un beau noir velouté. C'est l'oxigène de l'atmosphère qui développe l'oxide de fer ou de manganèse, qui étoit d'abord en état d'oxide blanc : l'eau favorise singulièrement le développement de cette oxidation.

Pour que la chaux soit bonne, elle doit être sonore, dure, s'échauffer promptement et fortement avec l'eau, et donner une fumée épaisse.

Le carbonate calcaire n'est point altérable à l'air.

Ce sel n'est pas dissoluble dans l'eau pure, mais il est soluble dans l'eau chargée d'acide carbonique. C'est ainsi que la nature dissout des masses calcaires, que les eaux charient et déposent ensuite.

Lorsque, par leur exposition à l'air, les eaux perdent l'acide qui favorisoit la dissolution de la substance calcaire, il se forme des dépôts, de-là les stalactites, et les incrustations qui se forment dans les fontaines, etc. et

même les couches de roches calcaires feuilletées, qui ont sans doute été tenues en dissolution.

Si ces eaux ont perdu très-vîte l'acide qui favorisoit la dissolution, il y a un précipité irrégulier ; de-là les pierres calcaires, tendres, cellulaires, peut-être même les tufs en éponge : mais si l'évaporation de l'acide a été lente, de-là la cristallisation, les marbres, stalactites, etc.

Si l'on fait bouillir de l'eau acidule, tenant du carbonate de chaux en dissolution, l'excès d'acide s'évapore, et le carbonate calcaire se dépose. Ce procédé peut être employé avec avantage dans l'analyse des eaux minérales.

Si l'on verse dans une dissolution acide de carbonate de chaux, un alcali, de l'ammoniaque par exemple, on aura un précipité. Le précipité que l'on obtient ainsi, embarrasse souvent dans les analyses des eaux minérales ; car on ignore si le précipité est dû à de la chaux, ou à de la magnésie : il faut alors le vérifier. Si c'est un carbonate calcaire, que tient l'eau en dissolution, il fera effervescence avec les acides ; si c'est de la magnésie, il n'y en aura pas.

Si l'on sature de chaux l'excès d'acide carbonique, qui se trouve dans une dissolution de terre calcaire, il se formera sur-le-champ un précipité. Toutes ces expériences prouvent donc que la chaux n'est dissoute dans l'eau que par un excès d'acide.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique, décomposent le carbonate calcaire ; ils en dégagent l'acide carbonique avec effervescence ; les alcalis précipitent la chaux de ces dissolutions.

L'acide fluorique décompose aussi ce sel, ainsi que

l'acide boracique ; mais ce dernier ne décompose pas le sel calcaire à froid.

Le carbonate calcaire aide la vitrification de quelques substances pierreuses et terreuses ; avec la terre silicée, il la fait entrer en fusion : il faut ordinairement un tiers ou un quart de silice.

Lorsque ce sel est mêlé par la nature avec une terre argileuse, cette matière mixte porte le nom de *marne.*

La barite décompose le carbonate calcaire, mais à l'aide du calorique.

Le muriate d'ammoniaque est décomposé par ce sel ; il en résulte d'une part, du muriate de chaux, et de l'autre, du carbonate d'ammoniaque, que l'on appeloit autrefois, *sel volatil d'Angleterre, alcali volatil concret.*

On fait cette opération, en distillant dans une cornue de grès un mélange d'une partie de muriate d'ammoniaque et de deux parties de craie, le tout réduit en poudre et bien mêlé. On adapte à la cornue un ballon avec une alonge d'une grande capacité, et on lute bien toutes les jointures. On donne le feu par degrés, jusqu'à faire rougir le fond de la cornue ; il faut avoir soin de refroidir les récipiens avec des linges mouillés. Il passe des vapeurs blanches, qui se condensent en cristaux très-blancs sur les parois des récipiens ; c'est le carbonate d'ammoniaque. Nous avons dans cette expérience une nouvelle preuve que la différence de température change les affinités ; car le carbonate d'ammoniaque décompose à froid le muriate de chaux, ce qui démontre une anomalie ; à chaud, le contraire arrive : le calorique tend à détacher l'acide carbonique de la chaux, et l'ammoniaque de l'acide muriatique ; dès-lors il n'est pas étonnant que l'é-

quilibre des affinités divellentes et quiescentes soit renversé de ce qu'il étoit à froid, et qu'il change ainsi totalement à chaud. *Voyez* carbonate d'ammoniaque.

Il reste dans la cornue, après l'opération, un muriate avec excès de chaux; c'est le *phosphore* de Homberg.

Suivant *Bergman*, 100 parties de ce sel sont formées de : chaux, 55; acide carbonique, 34; eau, 11.

§. XCVIII.

Carbonate de potasse.

Quand on veut combiner la potasse, et en général les alcalis, avec l'acide carbonique, on se sert de l'appareil décrit au commencement de ce chapitre; mais il faut toujours disposer l'appareil de manière que les surfaces puissent se renouveler.

Le cit. *Berthollet* a indiqué un autre procédé pour préparer le carbonate de potasse. Il consiste à distiller, avec une dissolution de cet alcali non saturé, du carbonate d'ammoniaque solide, auquel la potasse enlève l'acide carbonique : de sorte qu'elle se cristallise dans la cornue, tandis que l'ammoniaque se dégage en gaz ou en liqueur caustique.

L'acide carbonique, quoique foible, neutralise les matières alcalines, et forme des sels; cependant les alcalis conservent avec lui la propriété de colorer encore les teintures végétales, les verdir, et gardent un peu de saveur alcaline. Ainsi l'acide carbonique n'a pas la propriété tant saturante à l'égard des alcalis et des terres, que les autres acides.

Il n'y a pas longtemps que l'on connoît le carbonate de

potasse dans cet état de pureté : on le croyoit autrefois déliquescent ; on l'appeloit alcali du tartre, parce qu'on le retiroit de l'incinération du tartre du vin : quand il étoit humecté par l'air, on l'appeloit *huile de tartre par défaillance*. Cette propriété ne dépendoit que de ce que le sel fixe de tartre n'étoit pas saturé d'acide carbonique.

Bohnius a obtenu ce sel sous une forme cristalline régulière; il n'a pu expliquer le fait. *Black* et *Bergman* ont ensuite jeté un grand jour sur ce phénomène.

Comme on est maintenant parvenu à préparer ce sel de toute pièce, en combinant directement le gaz acide carbonique avec la potasse, on a reconnu la possibilité d'obtenir un sel dont les propriétés sont toutes différentes de celui dont nous venons de parler. On lui a donné le nom de carbonate de potasse neutre, pour le distinguer des autres alcalis non saturés qui existent dans le commerce.

Le carbonate de potasse neutre n'est plus caustique ; il est seulement salé, laissant une légère saveur urineuse.

Ce sel est très-altérable au feu. Exposé au calorique, il perd les $\frac{52}{100}$ de son poids, et ce qui reste est de la potasse caustique.

Si on le distille dans une cornue, on en retire l'eau de cristallisation, et son acide dans l'état aériforme. La potasse reste au fond de la cornue, retenant toujours un peu d'acide carbonique, qu'il est très-difficile de lui enlever.

Ce sel est inaltérable à l'air. S'il est en contact avec l'air sec, il se couvre bientôt d'une légère poussière blanche, qui annonce qu'il est éflorescent.

Quand on dissout de la potasse du commerce dans de

l'eau, elle commence par en absorber une certaine quantité qu'elle solidifie, puis la potasse se dissout dans l'excès d'eau qu'on ajoute.

En général, lorsqu'un sel absorbe de l'eau et qu'il la solidifie, il doit naturellement se dégager du calorique, qui constituoit la liquidité de l'eau. C'est le contraire lorsqu'il produit du froid.

L'absorption de l'eau par la potasse est véritablement une combinaison, en vertu de l'affinité, qui s'exerce; ce qui est très-différent d'une simple extension par dissolution dans un liquide; voilà pourquoi il se dégage une chaleur qui devient sensible.

Cet effet n'a lieu que sur la potasse du commerce.

Si l'on met, au contraire, un sel bien cristallisé dans l'eau, il y a constamment production de froid, car, dans ce cas, il n'y a pas d'eau à solidifier, c'est un solide qui passe à la liquidité.

Mais, si l'on emploie un sel desséché, il exerce d'abord la force d'affinité qu'il a avec l'eau, il la prend, s'en empare, et en dégage le calorique; ensuite, lorsqu'il est saturé d'eau solidifiée, se dissolvant, il rentre dans la classe des sels cristallisés.

Il ne faut que quatre parties d'eau froide pour en dissoudre une de ce sel : on obtient par l'évaporation et le refroidissement, des cristaux sous diverses formes; la plus commune est le prisme carré, ou lames avec des sommets dièdres triangulaires, en sorte que la face répond à un des angles solides du prisme.

Le carbonate de potasse est décomposé par tous les acides. On peut même chasser l'acide des carbonates par des résidus acides impurs étendus d'eau, et par des ré-

sidus de distillation, tels que du sulfate acide de potasse, etc. dissous dans l'eau, l'acide carbonique se dégage toujours avec effervescence.

L'acide boracique ne décompose pas à froid le carbonate de potasse, mais en élevant la température la décomposition a lieu.

Ce sel peut servir, comme la potasse, de fondant aux terres vitrifiables, attendu que le calorique le décompose en lui enlevant l'acide carbonique.

Si l'on prend une partie de silice et trois de carbonate de potasse, et que l'on fasse du tout une pâte, on obtiendra un verre, soit au chalumeau, soit fondu dans un creuset.

La barite, la strontiane et la chaux décomposent ce sel. Si l'on verse une dissolution de ces substances terreuses dans une dissolution de carbonate de potasse, il se forme sur-le-champ un précipité; l'acide carbonique se porte sur la substance terreuse pour former un sel insoluble, tandis que la potasse reste en dissolution dans la liqueur. On pourroit préparer ainsi, par cette décomposition, la *pierre à cautère*, ou *potasse caustique*. Il faut surtout avoir attention de faire évaporer promptement, et dans des vases d'argent, afin de l'avoir pure, et qu'elle n'absorbe pas d'acide carbonique; ensuite, on la dessèche, on la fond, et on la coule sur un marbre. *Voyez* pour les détails, potasse fondue.

Tous les sels calcaires, strontianiques, ammoniacaux, magnésiens, alumineux, donnent par l'addition du carbonate de potasse, des précipités plus abondans, qui sont des carbonates indissolubles. Il résulte des doubles combinaisons.

Il y a encore décomposition quand on verse une disso-

lution de carbonate de potasse dans une dissolution de nitrate ou de muriate de barite : on obtient un carbonate de barite, et la liqueur surnageante retient le nitrate ou le muriate de potasse. C'est ainsi qu'on prépare le carbonate de barite artificiel.

Les sels magnésiens ordinairement ne donnent pas de précipité à froid, lorsqu'on les mêle avec le carbonate de potasse; mais si l'on fait bouillir le mélange, on l'obtient: le même effet a lieu, si on expose le mélange à l'air, il se forme un carbonate de magnésie, que l'on peut même obtenir cristallisé. Cela donne d'excellens moyens de séparer la chaux, la barite, et l'alumine de la magnésie; car, en versant dans une dissolution de ces substances terreuses, du carbonate de potasse, on précipite d'abord la chaux en l'enlevant au sulfate, nitrate, etc.; si elle se trouve combinée à ces acides dans une liqueur qu'on a analysée; si l'on chauffe ensuite la liqueur, on obtient la magnésie.

Le carbonate de potasse contient, d'après *Bergman*, sur cent parties : potasse, 48; acide carbonique, 20; eau, 32; suivant *Pelletier* : potasse, 30; acide carbonique, 43; eau, 17.

Le carbonate de potasse est employé en médecine, et dans les arts, dans les verreries, dans les teintures, etc.

§. XCIX.

Carbonate de soude.

On appeloit autrefois ce sel, *natrum, natron, alcali minéral, sel de soude, mephyte de soude, craie de soude, etc.*

Dans

Dans les arts, on retire la soude de l'incinération des plantes marines ; c'est ce qui forme le carbonate de soude du commerce.

On le trouve en masse dans la terre et dans beaucoup d'eaux minérales, ce sont les eaux acidules alcalines ; le Nil en laisse après ses débordemens ; dans le Delta, où il est si abondant, on croit qu'il provient de la décomposition du muriate de soude à travers les couches de limon végétal et animal, et sans doute à l'aide de la potasse fournie par la décomposition spontanée des plantes.

Il paroît que le carbonate de soude natif vient du sel marin décomposé par les matières végétales et animales, et surtout par la chaux ; aussi, voit-on des éflorescences de carbonate de soude aux parois des murs bâtis avec des terres coquillières, aux voûtes des ponts, et surtout aux caves près de la mer ; c'est alors le muriate de soude qui se trouve décomposé par une substance terreuse.

Le plus ordinairement, la soude se tire des plantes marines par la combustion ; c'est la *barille* d'Espagne qui fournit la plus belle soude.

A cet effet, on forme des amas de ces plantes salées, on creuse, à côté de ces tas, une fosse ronde qui s'élargit vers le fond, et qui a environ un mètre de profondeur ; c'est dans ce foyer qu'on brûle ces végétaux : la combustion se continue sans interruption pendant plusieurs jours ; et, lorsque toutes les plantes sont brûlées, on trouve une masse de sel alcali, qu'on divise en morceaux pour en faciliter la vente et le transport ; c'est ce qui est connu sous le nom de *pierre de soude* ou *soude.*

On pile ensuite cette pierre, on l'expose dans une cave où elle prend de l'acide carbonique, on lessive comme

pour le salpêtre, le sel marin s'en sépare, et l'on décante; enfin, on a du carbonate de soude.

La soude est à l'état caustique dans la plante; car, si on verse de l'acide sulfurique, ou muriatique, sur la plante pulvérisée, on obtient un sulfate, ou un muriate, sans effervescence; mais dans la combustion, le charbon même de la plante fournit l'acide carbonique, et le carbonate se compose.

Quand on veut obtenir ce sel parfaitement pur et bien cristallisé, on peut opérer comme pour le carbonate de potasse.

On le fait encore en imprégnant les parois d'un vase de dissolution de soude, et en y versant de l'acide carbonique; on le couvre d'une vessie mouillée, et, au bout de quelques heures, la combinaison est faite, la vessie est enfoncée à cause du vide qui s'est formé dans le vaisseau, et le sel neutre est déposé en cristaux réguliers sur les parois.

Ce sel a une légère saveur alcaline; il est plus neutre que le carbonate de potasse; cependant il verdit les couleurs bleues végétales. Ces cristaux sont des octaëdres rhomboïdaux, dont les pyramides sont tronquées très-près de leur base.

Il perd au feu la soixante-quatrième partie de son poids sur cent. Si l'on continue le feu, il perd son acide carbonique, et devient caustique; car, à mesure que l'acide se dégage, celui qui reste est plus enveloppé, plus retenu par la soude; ce qui oblige à donner sur la fin un fort coup de feu.

Ce sel s'effleurit à l'air, et les cristaux de carbonate de soude se réduisent en farine; c'est que ce carbonate a

moins d'affinité avec l'eau que l'air. L'air chaud et sec de l'été agit vivement sur lui ; cependant l'air ne lui enlève que la moitié environ du poids de l'eau qu'il contient, et c'est à remarquer ; car pour lui ôter plus d'eau, il faut plus que l'action de l'air sec, il faut l'action du calorique.

Le carbonate de soude produit du froid dans sa dissolution dans l'eau. Il est aussi plus dissoluble que celui de potasse ; deux parties d'eau froide suffisent pour en dissoudre une ; il cristallise par le refroidissement, mais l'évaporation lente fournit des cristaux beaucoup plus réguliers.

Le carbonate de soude bien saturé et desséché est décomposé par le phosphore. On peut voir les détails de cette expérience à l'article de l'acide carbonique.

On opère encore cette décomposition en se servant d'un autre appareil, dont voici la description : *Voy.* la planche.

A, B, C, tube de verre, de quatre à cinq millimètres de diamètre, portant une boule en A, comme celle d'un thermomètre. On courbe le tube en B, pour éviter que le carbonate de soude, venant à fondre, ne puisse couler ; on courbe aussi légèrement la partie A, pour que le phosphore fondu ne coule pas. Il faut avoir soin d'enduire le tube d'un lut terreux, pour le garantir de la violence du feu. On adapte au tube un tube de sûreté D, qui va plonger sous une cloche, à l'appareil au mercure.

Les choses ainsi préparées, on introduit dans le tube A, B, C, du phosphore en A, et du carbonate de soude, desséché en B : on place le tube A, B, C, dans un fourneau, de manière que l'extrémité supérieure et celle inférieure dépassent le fourneau. Lorsque l'appareil est

monté, on chauffe la partie B du tube jusqu'à ce qu'il soit légèrement rouge; c'est à cette époque que l'on doit augmenter la température du phosphore. A cet effet, on passe une lumière sous la boule A, le phosphore se fond et brûle, et l'on obtient, sous la cloche, du gaz hidrogène phosphoré.

Ce sel facilite beaucoup plus la fusion de terres que le carbonate de potasse; il fait aussi un verre beaucoup moins altérable.

Si l'on verse dans une dissolution de carbonate de soude, soit une dissolution de barite, soit de strontiane, ou de chaux, on obtient sur-le-champ un précipité, l'acide carbonique s'empare de ces substances terreuses, et forme avec elles un sel insoluble; la soude reste en dissolution dans la liqueur.

La potasse décompose aussi ce sel.

Tous les acides en dégagent l'acide carbonique avec effervescence.

Rien n'est plus aisé à décomposer que les carbonates alcalins; cela vient sans doute de ce que l'acide carbonique a une extrême affinité avec le calorique, et cette affinité agit dans presque toutes les expériences.

Le carbonate de soude décompose les sels calcaires, magnésiens et alumineux.

Quand on décompose un sel calcaire par le carbonate de soude, il faut faire chauffer la liqueur; sans cela, il resteroit dans la dissolution assez d'acide carbonique, pour tenir en dissolution le carbonate de chaux; cet excès d'acide est chassé par le calorique.

Il en est de même pour les sels magnésiens.

D'après l'analyse de *Bergman*, que le cit. *Fourcroy* a

trouvé exacte, ce sel est composé : de soude, 20 ; acide carbonique, 16 ; eau, 64.

Le carbonate de soude peut être employé comme le carbonate de potasse ; il est d'un usage beaucoup plus multiplié pour les manufactures de verrerie, de savon, dans les lessives, la teinture, en médecine, etc.

§. C.

Carbonate de magnésie.

On dit avoir trouvé du carbonate de magnésie natif dans des carrières en Savoie : beaucoup d'eaux minérales en contiennent aussi en dissolution ; les eaux le charient, le déposent, et il cristallise.

Il a une plus grande dissolubilité que la chaux dans les eaux acidulées, celles qui existent avec excès d'acide carbonique.

Ce sel portoit autrefois différens noms : on l'appeloit *magnésie douce ou blanche*, *poudre du comte de Palme*, *poudre de Sentinelli*, *poudre laxative policreste par Valentini*, *magnésie blanche du nitre*, *magnésie de sel commun*, parce qu'on la rétiroit de l'eau-mère de ce dernier sel.

Black est le premier qui ait fait connoître ce sel.

Pour obtenir le carbonate de magnésie, on délaie une quantité quelconque de potasse dans le double de son poids d'eau froide : on la laisse exposée à l'air pendant quelques mois, si le temps le permet, pour qu'elle absorbe l'acide carbonique de l'atmosphère, et pour que la terre qu'elle contient se précipite : on la filtre, on dissout une quantité de sulfate de magnésie, égale à celle de la po-

tasse, dans quatre ou cinq fois son poids d'eau : on filtre cette dissolution, et on y ajoute de nouvelle eau, à-peu-près quinze fois le poids du sel. On fait chauffer cette liqueur, et lorsqu'elle bout, on y verse la dissolution alcaline. Le précipité de magnésie se forme, on agite bien le mélange, et on le filtre au papier. On lave le précipité resté sur le filtre avec de l'eau bouillante, pour enlever le sulfate de potasse qui peut y être mêlé. Quand la magnésie est bien égouttée, on l'enlève de dessus le filtre, on l'étend en couches minces sur des papiers que l'on porte à l'étuve. Lorsqu'elle est desséchée, elle offre des morceaux blancs qui s'écrasent sous le doigt en une poudre extrêmement fine, et adhérente à la peau.

On peut obtenir ce sel cristallisé; quelquefois ce sont des petits cubes, d'autres fois des petites aiguilles très-fines, qui présentent à la loupe des prismes à 6 ou 8 pans.

Quand on veut obtenir le carbonate de magnésie très-léger, on fait sécher les dépôts très-lentement par petits morceaux à l'ombre; c'est le dessèchement lent qui favorise la suspension des molécules, qui fait que les petits blocs conservent leur légéreté.

Sa saveur est douceâtre, fade; il paroît que ce sel a une saveur plus marquée dans les intestins, puisqu'il est purgatif.

Exposé au feu dans un creuset, ce sel perd l'eau et l'acide qui lui sont unis, et la magnésie reste pure : on l'appelle dans cet état *magnésie caustique*, quoiqu'elle ne le soit nullement; on peut en prendre un, deux, et même trois hectogrammes sans danger.

Lorsque le carbonate de magnésie est bien calciné, il ne fait plus d'effervescence avec les acides.

En médecine, on se sert avantageusement de la magnésie calcinée pour absorber les acides qui se développent dans l'estomac.

Si l'on calcine le carbonate de magnésie dans des vaisseaux fermés avec un appareil pneumato-chimique, on obtient l'eau et l'acide qu'il contient.

Le carbonate de magnésie n'éprouve point d'altération bien remarquable de la part de l'air ; cependant il se pelotone dans l'air humide, et il paroît être légèrement déliquescent.

L'eau ne dissout qu'une infiniment petite quantité de ce sel, mais il est beaucoup plus soluble par excès d'acide carbonique. Si l'on chauffe une dissolution de magnésie avec surabondance d'acide carbonique, elle se trouble.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique décomposent le carbonate de magnésie : ils s'unissent à la magnésie, avec laquelle ils ont plus d'affinité que n'en a l'acide carbonique, et ils dégagent ce dernier acide sous la forme gazeuse, ce qui constitue l'effervescence.

La barite, la strontiane et la chaux décomposent ce sel : en versant une dissolution de ces terres dans du carbonate de magnésie, on obtient un précipité assez notable, quelque petite que soit la quantité de ce sel neutre tenu en dissolution dans l'eau.

La potasse et la soude opèrent le même phénomène.

L'ammoniaque se comporte différemment; lorsqu'on l'ajoute à une dissolution de carbonate de magnésie, elle en sépare le sel effervescent. En effet, la magnésie décompose le carbonate d'ammoniaque, rend celle ci caustique, et se dépose en carbonate de magnésie au fond de la liqueur, dans laquelle on laisse ce mélange.

Les sels neutres calcaires sont décomposés par la magnésie effervescente ; c'est en vertu des affinités doubles que s'opère cette décomposition.

Suivant le cit. *Fourcroy*, ce sel saturé contient : magnésie, 25 ; acide carbonique, 50 ; eau, 25. Celui non saturé offre les proportions suivantes : magnésie, 40 ; acide carbonique, 48 ; eau, 12. Ce sel est employé en médecine.

§. C I.

Carbonate d'ammoniaque.

On croyoit autrefois que le carbonate d'ammoniaque étoit l'ammoniaque pure.

On l'appeloit alcali volatil concret, sel volatil d'ammoniaque, et on donnoit à ce sel une grande affinité pour la chaux dans les anciennes tables ; c'étoit une erreur ; on sait maintenant que cela n'étoit dû qu'à la présence de l'acide carbonique, que l'on n'y soupçonnoit pas, et les effets qu'il produisoit étoient attribués à l'ammoniaque.

Outre le moyen que nous avons indiqué à l'article du carbonate calcaire, on peut encore obtenir le carbonate d'ammoniaque par différens procédés ; 1°. en agitant cet alcali dans une cuve en fermentation ; 2°. en faisant passer de l'acide carbonique dans de l'ammoniaque ; 3°. en remplissant des flacons de gaz acide carbonique, et y versant quelques gouttes d'ammoniaque liquide, bien pure et bien concentrée, bientôt on aperçoit des cristaux aux parois du vase ; 4°. en combinant directement, au-dessus du mercure, le gaz acide carbonique et le gaz ammoniacal. Ces deux gaz se pénètrent tout-à-coup, il s'excite

beaucoup de chaleur, et il se forme un sel concret sur les parois de la cloche où l'on a fait le mélange.

La saveur de ce sel est un peu urineuse et alcaline. Il verdit la teinture des violettes.

Il est très-volatil, et la moindre chaleur le sublime en entier. D'abord, il se fond par son eau de cristallisation; ensuite, il se dessèche; enfin, il disparoît en vapeurs.

Il s'humecte légèrement à l'air, surtout lorsqu'il n'est pas entièrement saturé d'acide carbonique.

Le carbonate d'ammoniaque n'est pas décomposé par le phosphore : cela vient de ce que la double affinité, qui favorise cette décomposition avec les alcalis, n'a pas lieu ici.

Ce sel est très-soluble dans l'eau; il produit du froid dans cette dissolution. Deux parties d'eau froide en dissolvent plus d'une de carbonate ammoniacal : l'eau chaude en dissout plus que son poids.

Les cristaux de ce sel paroissent être des prismes à plusieurs faces.

Pour obtenir ce sel bien cristallisé, il y a des précautions à prendre; car, comme il est plus volatil que l'eau, si l'on évaporoit la liqueur, il se volatiliseroit. Il faut donc, pour réussir, dissoudre le carbonate d'ammoniaque dans l'eau chaude, à trente degrés : on filtre ensuite la liqueur dans un entonnoir couvert : alors, comme il est moins soluble à froid qu'à chaud, il cristallise par refroidissement.

Les acides sulfurique, nitrique, muriatique et fluorique ont plus d'affinité avec l'ammoniaque que n'en a l'acide carbonique. Lorsqu'on verse un de ces acides sur le carbonate ammoniacal, il se produit une vive effervescence, due au dégagement de l'acide carbonique.

On peut faire cette décomposition dans un tube cylindrique ou dans une cloche, afin de reconnoître la présence de l'acide carbonique. La présence de cet acide peut être démontrée, soit en plongeant une bougie que ce gaz éteint, soit en versant dans la cloche de la teinture de tournesol qu'il fait passer au rouge, ou de l'eau de chaux qu'il précipite.

L'acide boracique ne décompose pas à froid ce carbonate; mais, lorsque la dissolution d'acide boracique est chaude, il se produit une effervescence très-sensible.

Cette expérience prouve que la chaleur modifie ou change les lois des attractions.

Ce carbonate est décomposé par la barite, la strontiane et la chaux.

Si l'on mêle à du carbonate d'ammoniaque de la chaux en poudre, sur-le-champ l'odeur ammoniacale se dégage; en ajoutant quelques gouttes d'eau, on favorise le dégagement.

On peut faire la même expérience avec l'eau de chaux. Dans ce cas, on verse de l'eau de chaux dans une dissolution de carbonate d'ammoniaque; il se fait sur-le-champ un précipité, et l'ammoniaque se volatilise.

Avec la magnésie, il n'y a qu'un léger précipité, parce que le mélange retient à froid assez d'excès d'acide carbonique pour tenir le carbonate de magnésie formé en dissolution; mais, si l'on chauffe la liqueur, cet excès d'acide se dégage, et le précipité se forme.

La potasse et la soude décomposent le carbonate ammoniacal, comme le font la chaux, la barite et la strontiane, en séparant l'ammoniaque pure, et en s'unissant à son acide.

Ce sel est composé, suivant *Bergman*, de : acide carbonique, 45 ; ammoniaque, 43 ; eau, 12.

Ce sel est employé en médecine ; on le mêle quelquefois avec des matières aromatiques, ou des huiles volatiles ; c'est ainsi qu'on prépare les flacons de sel volatil aromatique d'Angleterre.

§. C I I.

Carbonate de glucine.

L'acide carbonique s'unit aussi à la glucine, même immédiatement ; car lorsqu'on fait dessécher à l'air cette terre précipitée de ses dissolutions par un alcali caustique, il se produit une effervescence en la dissolvant ensuite dans les autres acides.

Le carbonate de glucine est blanc, insipide, insoluble, très-léger ; quelque sec qu'il soit, il n'est jamais très-pulvérulent ; il est toujours mat, pelotonné, gras et doux sous les doigts.

Il contient environ le quart de son poids d'acide carbonique, qu'il perd très-facilement par la chaleur.

Il ne paroît pas sensiblement dissoluble dans l'acide carbonique, comme le sont les carbonates de chaux et de magnésie.

Il est décomposé par tous les acides et les alcalis.

§. C I I I.

Carbonate d'alumine.

Le carbonate d'alumine est encore très-peu connu, et il ne paroît pas que l'acide carbonique ait grande affinité à s'unir avec l'alumine.

§. CIV.

Carbonate de zircone.

La connoissance de ce sel est due au cit. *Vauquelin.* Ce chimiste a vu qu'en décomposant une dissolution de muriate de zircone par une dissolution d'un carbonate alcalin quelconque, la terre se précipitoit sans qu'il y eût d'effervescence, ce qui lui a prouvé que l'acide carbonique s'unissoit à la zircone à mesure que l'alcali se combinoit avec l'acide muriatique.

On peut, en outre, s'assurer de la présence de l'acide carbonique, en chauffant le précipité dans des vaisseaux fermés; on obtient du gaz acide carbonique.

Le même effet a lieu lorsqu'on décompose le carbonate de zircone par les acides muriatique et nitrique.

D'après le cit. *Vauquelin*, 100 parties de ce sel contiennent : 55,5 de zircone, et 44,5 d'eau et d'acide.

Le cit. *Vauquelin* a aussi reconnu que le carbonate de zircone se combinoit très-facilement et devenoit très-soluble avec les carbonates alcalins. Il forme alors des sels triples; le cit. *Fourcroy* en a énoncé trois espèces :

1°. Un carbonate de potasse et de zircone ;

2°. Un carbonate de soude et de zircone ;

3°. Un carbonate d'ammoniaque et de zircone.

Tous ces sels ne sont pas encore assez connus pour les décrire.

FIN DU TOME PREMIER.

TABLE
DES ARTICLES
CONTENUS DANS CE VOLUME.

PREMIÈRE PARTIE.

DEUXIÈME PARTIE.

Propriétés chimiques, observées généralement dans tous les corps.

CHAPITRE PREMIER.

CHAPITRE II.

CHAPITRE III.

CHAPITRE IV.

CHAPITRE V.

CHAPITRE VI.

CHAPITRE VII.

CHAPITRE VIII.

CHAPITRE IX.

FIN DE LA TABLE.

9. D'un Minéral de *Liége*, dont on tire du Soufre & du Vitriol, & de la maniere dont on travaille ce Minéral à *Liege*. A. 1665. N. 3. Art. 6. 5. Journ. des Sçav. 1666.

10. De plusieurs Fontaines singulieres à *Bâle* & en *Alsace*. A. 1666. N. 8. Art. 4.

11. De quelques Sources d'Eau Salée en *Allemagne*. A. 1666. N. 8. Art. 5.

12. D'une Source remarquable proche de *Paderborn* en *Allemagne*. A. 1666. N. 8. Art. 3. 12. Journ. des Sçav. 1666.

13. D'une Mine singuliere de Plomb d'*Allemagne*, & de son usage. A. 1665. N. 1. Art. 7.

14. Description de quelques Curiosités Naturelles de *Prusse*. A. 1670. N. 64. Art. 1.

15. Catalogue des Minéraux, des Coquillages petrifiés & autres Fossiles envoyés de *Berlin*; par M. Christian Maximilien *Spener*, Docteur en Medecine, Medecin aulique du Roi de *Prusse*, de l'Académie des Curieux d'*Allemagne*, de la Société des Sciences de *Brandebourg*, à M. Jacques *Petiver*, Apoticaire de *Londres*, & de la Société Royale. A. 1705. A. 302. Art. 1. Latine.

16. Histoire abrégée du Succinde *Prusse*, par M. Philippe Jacques *Hartmann*, Docteur en Medecine & en Philosophie, Professeur extraordinaire de Medecine, Professeur ordinaire d'His- Latine.